



UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR
Ciências

A Importância de Recursos Didáticos no Estudo do Equilíbrio Químico Simulações Computacionais e Atividades Laboratoriais

Carolina Cristóvão Louro

Relatório de Estágio para obtenção do Grau de Mestre em
**Ensino de Física e Química no 3º Ciclo do Ensino Básico e no
Ensino Secundário**
(2º ciclo de estudos)

Orientadora: Prof. Doutora Maria Isabel Guerreiro da Costa Ismael

Covilhã, Outubro de 2013

Agradecimentos

Antes de mais, gostaria de agradecer à Professora Doutora Isabel Guerreiro da Costa Ismael, pelo apoio, pela ajuda da realização do Relatório de Estágio, por todas as críticas, sugestões e orientações.

A todos os professores do departamento de Física, Química e da Escola Secundária /3 Quinta das Palmeiras que me apoiaram durante o ano. Muito Obrigado.

Às minha colegas estagiárias, que sempre me ajudaram e apoiaram no que foi preciso. Muito Obrigado.

Aos meus amigos que, sem eles não teria passado estes anos da minha vida tão feliz e não teria conseguido ultrapassar os problemas que surgiram. Obrigado por todo o amor e dedicação.

Ao meu irmão que, apesar de estar longe, sempre foste o meu orgulho, o meu ídolo sem ti não teria conseguido. Obrigado por todo o amor e dedicação.

Ao meu pai, obrigado por tudo o que me proporcionaste em toda a minha vida, és e sempre serás a minha inspiração para sempre, sem ti não teria conseguido. Serás para sempre o meu herói.

À minha mãe, obrigado por tudo, sempre acreditaste em mim e sempre me ajudaste em tudo. És sem dúvida a inspiração da minha vida, a minha ídola para toda a eternidade. Obrigada por todo o amor e dedicação.

Resumo

Simulações computacionais e atividades laboratoriais constituem um recurso didático fundamental para a aprendizagem de diversos conceitos nas áreas das ciências, nomeadamente no Equilíbrio Químico. É preocupante a desmotivação/insucesso dos nossos alunos em alguns conteúdos principalmente naqueles que se apresentam mais abstratos.

As atividades desenvolvidas através de simulações e em laboratórios proporcionam um maior envolvimento e participação dos alunos, promovendo a utilização de um raciocínio organizado, baseado na formulação e teste de conjeturas, na generalização e na argumentação, o que pode contribuir para que melhorem não só as suas competências a nível da Física e da Química, como também a nível de outras áreas.

Neste sentido, o presente estudo pretende investigar estratégias baseadas em simulações computacionais e atividades laboratoriais, com o objetivo de promover o desenvolvimento conceptual dos alunos acerca do tema Equilíbrio Químico, estimulando o espírito de investigação/descoberta e favorecendo, gradualmente, o pensamento científico, contribuindo desta maneira para a construção do seu conhecimento.

Para substanciar a investigação foram desenvolvidas algumas simulações computacionais na temática do Equilíbrio Químico, assim como, atividades laboratoriais, referenciando as vantagens e, simultaneamente, apontando algumas limitações.

No sentido de reforçar a investigação, apresentou-se um pré-teste e pós-teste para avaliar conhecimentos de alunos após uma atividade laboratorial. No final, aplicaram-se ainda, questionários aos alunos com o objetivo de recolher as suas opiniões acerca das simulações computacionais e das atividades laboratoriais.

Verificou-se que a opinião dos alunos veio reforçar a ideia de que, este tipo de recursos didáticos por algumas limitações que possam apresentar, é uma mais valia para a construção do conhecimento.

Palavras-chave

Equilíbrio Químico, simulações computacionais, atividades laboratoriais.

Abstract

Computing simulations and laboratory activities present a core teaching resource for learning several concepts in Science areas, namely in Chemical Equilibrium. The deficiency of motivation/failure among our students regarding some contents, especially in the most abstract, is worrying.

Activities developed through simulations and in laboratories provide a larger contribution and participation from students, promoting the use of organized thinking, based on conjecture conception and testing, in overview and reason, which may add to enhance not only their proficiency in Physics and Chemistry level but also in other areas.

In this regard, this study's goal is to investigate strategies based upon computer simulations and laboratory activities aiming to promote the students conceptual progress on the topic of Chemical Equilibrium, increasing the essence of research/discovery and steadily leverage scientific thinking, thus adding to their knowledge.

To validate the research some computer simulations were developed in the Chemical Equilibrium topic as well as laboratory activities with reference to the advantages and, at the same time, pointing out some limitations.

Aiming to strengthen the research a pre-test and post-test were presented to assess students' knowledge after a laboratory activity. In the end, students were also offered queries aiming to gather their opinions on computer simulations and laboratory activities.

Students' findings were recognized as building up the idea that this kind of teaching resources, due to some eventual constraints, are a capital gain to knowledge creation.

Key words

Chemical Equilibrium, computing simulations, laboratory activities.

Índice

1. Introdução	1
2. Equilíbrio Químico no contexto científico - pedagógico	3
2.1 Equilíbrio Químico no contexto no científico	3
2.1.1 Reações químicas irreversíveis e reversíveis	4
2.1.2 Equilíbrio Químico	5
2.1.3 Constante de equilíbrio	7
2.1.4 Equilíbrios homogêneos e heterogêneos	8
2.1.5 Constante de equilíbrio da reação inversa	8
2.1.6 Quociente reacional	9
2.1.7 Fatores que afetam o Equilíbrio Químico	10
2.2 Equilíbrio Químico no contexto pedagógico/curricular	11
3. Dificuldades e estratégias identificadas no processo ensino - aprendizagem no Equilíbrio Químico	13
3.1 Os três níveis de representação do conhecimento químico	13
3.2 Concepções alternativas na temática Equilíbrio Químico	14
3.3 Propostas de algumas estratégias didáticas	15
4. A importância de simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico	17
4.1 As TIC no contexto educativo	17
4.2 Vantagens e desvantagens das TIC e o ensino da Química	18
4.3 As simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico	20
4.3.1 A diversidade de recursos para o ensino do Equilíbrio Químico	22
4.3.2 Algumas simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico - Guias exploratórios	22
5. Atividades laboratoriais para o ensino do Equilíbrio Químico	38
5.1 A importância das atividades laboratoriais no ensino da Química	38
5.2 Regência Atividade Prático - Laboratorial APL 1.3: Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação em equilíbrio com iões cobalto (II)	41
5.3 Propostas de atividades em laboratório para o ensino do Equilíbrio Químico	52
5.4 Atividade extracurricular: “A Magia da Química e das Palavras”	68
5.5 Testemunhos de alunos sobre a sua opinião relativamente às simulações computacionais e atividades laboratoriais	72
6. Conclusões/Reflexão Crítica	76
7. Referências Bibliográficas	79
8. Anexos	84

Anexo I - Caracterização da Escola Secundária /3 Quinta das palmeiras e da turma envolvida no projeto	85
Anexo II - PowerPoint: Capacidade térmica mássica e variação de entalpia	87
Anexo III - Ficha de exercícios: Capacidade térmica mássica e variação de entalpia	91
Anexo IV - Plano de aula: Capacidade térmica mássica e variação de entalpia	98
Anexo V - Protocolo experimental - Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões cobalto (II)	113
Anexo VI - Ficha de exercícios: Princípio de Le Châtelier	125
Anexo VII - Plano de aula: Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões cobalto (II)	130
Anexo VIII - Pré-teste e Pós-teste - 11º Ano	144
Anexo IX - PowerPoint: “A Magia da Química e das Palavras”	146
Anexo X - Questionário - 11º e 12º Ano	149

Lista de Figuras

Figura 2.1 - Variação de coloração da mistura reacional, sentido direto (Feltre, 2004, p.181).

Figura 2.2 - Variação de coloração da mistura reacional, sentido inverso (Feltre, 2004, p. 181).

Figura 2.3 - Reação reversível que envolve o N_2O_4 e o NO_2 (Chang, 2005, p. 586).

Figura 2.4 - Variações nas concentrações de NO_2 e de N_2O_4 com o tempo (Chang, 2005, p. 587).

Figura 2.5 - Comparação entre K_c e Q_c (Feltre, 2004, p. 187).

Figura 2.6 - Henri Louis Le Châtelier (1850 - 1936) (Santana, 2013, p. 39).

Figura 4.1 - Equilíbrio Químico e simulações (Fonseca, 2006, p. 125).

Figura 4.2 - Disponível em <http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html>.

Figura 4.3 - Disponível em: <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>.

Figura 4.4 - Disponível em: <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>.

Figura 4.5 - Disponível em: <http://www.fq.ciberprof.com/CoCl2equilV8.html>.

Figura 4.6 - Disponível em: <http://www.fq.ciberprof.com/CoCl2equilV8.html>.

Figura 4.7 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

Figura 4.8 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.9 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.10 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.11 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.12 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.13 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.14 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.15 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.16 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.17 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Figura 4.18 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

Figura 4.19 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

Figura 4.20 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

Figura 4.21 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

Figura 4.22 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

Figura 4.23 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

Figura 4.24 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

Figura 4.25 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.26 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.27 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.28 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.29 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.30 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Figura 4.31 - *Potencialidades do recurso (Paiva e Morais, 2006).*

Figura 5.1 - Alteração da coloração das soluções com a variação da temperatura.

Figura 5.2 - Alteração da coloração das soluções através do efeito de diluição.

Figura 5.3 - Alteração da coloração das soluções através do efeito de diluição.

Figura 5.4 - Alteração da coloração das soluções através da adição de HCl.

Figura 5.5 - Alteração da coloração das soluções através da adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Figura 5.6 - Alteração da coloração das soluções através da adição de AgNO_3 .

Figura 5.7 - Reação da dimerização do dióxido de azoto ocorre por formação de uma ligação simples entre os átomos de azoto (Valente e Moreira, 2007).

Figura 5.8 - Reação entre o ácido nítrico e o fio de cobre (formação de um gás castanho - escuro e um líquido verde no fundo do balão).

Figura 5.9 - Reação entre o ácido nítrico e o fio de cobre (formação de um gás castanho - escuro e um líquido verde no fundo do balão).

Figura 5.10 - Balão volumétrico aquecido num recipiente com água fervida.

Figura 5.11 - Balão volumétrico num recipiente com gelo, ocorrendo a variação de coloração da solução.

Figura 5.12 - Balão volumétrico num recipiente com gelo, ocorrendo a variação de coloração da solução.

Figura 5.13 - Solução de bicarbonato de sódio com umas gotas do indicador fenolftaleína.

Figura 5.14 - Resultado da adição de vinagre na solução.

Figura 5.15 - Resultado da adição de vinagre na solução.

Figura 5.16 - Solução de cromato de potássio antes, e após a adição de umas gotas de limão.

Figura 5.17 - Solução de cromato de potássio antes, e após a adição de umas gotas de limão.

Figura 5.18 - Resultado da adição de uma pequena quantidade de cromato de potássio à solução.

Figura 5.19 - Resultado da adição de NaOH à solução.

Figura 5.20 - Solução de cromato de potássio (tubo 1) e de dicromato de potássio (tubo 2).

Figura 5.21 - Resultado da adição de NaOH às soluções nos tubos 3 e 4.

Figura 5.22 - Resultado da adição de HCl às soluções de cromato de potássio e dicromato de potássio.

Figura 5.23 - Resultado da adição de NaOH aos tubos 5 e 6.

Figura 5.24 - Resultado da adição de HCl aos tubos 3 e 4. Suporte de tubos de ensaio com as várias soluções da experiência laboratorial.

Figura 5.25 - Resultado da adição de HCl aos tubos 3 e 4. Suporte de tubos de ensaio com as várias soluções da experiência laboratorial.

Figura 5.26 - Sonasol, disponível em: <http://revistasaudehoje.blogspot.pt/2013/04/sonasol-renova-sua-gama-tradicional-e.html>.

Figura 5.27 - Solução de amoníaco com o indicador pH fenolftaleína.

Figura 5.28 - Resultado da adição de uma pequena quantidade de cloreto de amónio sólido à solução de amoníaco.

Figura 5.29 - Resultado da adição de uma pequena quantidade de cloreto de amónio sólido à solução de amoníaco.

Figura 5.30 - “A Magia da Química e das Palavras”.

Figura 5.31 - Adição do indicador pH fenolftaleína à solução amoniacal.

Figura 5.32 - Adição do indicador pH fenolftaleína à solução amoniacal.

Figura 5.33 - Aquecimento e arrefecimento do tubo de ensaio contendo a solução amoniacal.

Figura 5.34 - Aquecimento e arrefecimento do tubo de ensaio contendo a solução amoniacal.

Figura 5.35 - Alguns alunos que participaram na atividade extracurricular “A Magia da Química e das Palavras”.

Lista de Gráficos

Gráfico 1 - Resultados da classificação referentes à primeira pergunta (Pré-teste).

Gráfico 2 - Avaliação global dos alunos na primeira pergunta, em termos percentuais (Pré-teste).

Gráfico 3 - Resultados da classificação referentes às segundas perguntas (Pré-teste).

Gráfico 4 - Avaliação global dos alunos nas segundas perguntas, em termos percentuais (Pré-teste).

Gráfico 5 - Resultados da classificação referentes à primeira pergunta (Pós-teste).

Gráfico 6 - Avaliação global dos alunos na primeira pergunta, em termos percentuais (Pós-teste).

Gráfico 7 - Resultados da classificação referentes às segundas perguntas (Pós-teste).

Gráfico 8 - Avaliação global dos alunos nas segundas perguntas, em termos percentuais (Pós-teste).

Gráfico 9 - Respostas dos alunos do 11º ano relativamente às perguntas 1 e 2.

Gráfico 10 - Respostas dos alunos do 11º ano relativamente às perguntas 3 e 4.

Gráfico 11 - Respostas dos alunos do 12º ano relativamente às perguntas 1 e 2.

Gráfico 12 - Respostas dos alunos do 12º ano relativamente às perguntas 3 e 4

Lista de Acrónimos

DGEBS	Direção Geral do Ensino Básico e Secundário
OCDE	Organização de Cooperação e de Desenvolvimento Económico

1. Introdução

Os objetivos delineados para o ensino da Física e Química têm vindo a alterar-se, nestas últimas décadas, de forma a acompanhar a evolução e as necessidades da sociedade. Atualmente é exigido que os indivíduos revelem capacidade de adaptação a novas situações, estejam aptos para aprender novas técnicas e sejam capazes de resolver problemas de forma flexível, mostrando espírito crítico e criatividade.

A Sociedade de Informação é uma realidade. Vivemos no tempo das redes eletrónicas, da cibervelocidade, da virtual abolição da distância no espaço e no tempo, enfim, dos meios de informação e comunicação que se apoderam do nosso quotidiano tornando-se omnipresentes.

Assiste-se a um desenvolvimento significativo da informação disponível para os cidadãos. O aluno chega à escola transportando consigo a imagem do mundo que ultrapassa em muito os limites da família e da sua comunidade. As mensagens mais variadas (lúdicas, informativas, publicitárias, ...) que são transmitidas pelos meios de comunicação social entram em concorrência ou em contradição com o que os alunos aprendem na escola. O tempo despendido diante da televisão não lhes exige nenhum esforço, pois, a oferta instantânea de informação, proporcionada pelos *média*, é-lhes mais fácil e gratificante do que o esforço exigido para alcançarem sucesso no ensino formal.

Perceber este fenómeno é fundamental para a escola. Esta tem de desenvolver nos alunos a capacidade de examinar criticamente todo o tipo de mensagens, numa espécie de currículo transversal, de modo a serem mais atentos, mais críticos, mais ativos e intervenientes.

O conceito de educação deve, por isso, evoluir ultrapassando as fronteiras do espaço e do tempo ao longo do qual o aluno faz o seu percurso de escolarização, passando pelos diferentes níveis de ensino do sistema educativo, para dar lugar a um processo de aprendizagem durante toda a vida, isto é, proporcionando a cada indivíduo a capacidade de saber conduzir o seu destino, num mundo onde a rapidez das mudanças se conjuga com o fenómeno da globalização.

As tecnologias devidamente integradas e em sintonia com o currículo constituem um meio de renovação do ensino e das práticas pedagógicas. Em particular, a aplicação de simulações é vantajosa para o processo de ensino - aprendizagem das Ciências (Moraes e Paiva, 2007).

Uma das temáticas mais importantes na área de Química é o Equilíbrio Químico. Essa importância, na atualidade, reflete-se particularmente na produção industrial. A indústria química desenvolveu-se nos finais do século XVIII. Até aí, os artefactos eram de origem artesanal. A revolução industrial veio modificar em grande parte as condições de trabalho, permitindo avanços tecnológicos e científicos notáveis, autênticos marcos no desenvolvimento da atual civilização. A indústria química teve neste contexto um papel relevante. Assim, a primeira obtenção industrial de ácido sulfúrico data de 1746, e o seu

desenvolvimento, a partir de então e até à atualidade, na mira do processo mais produtivo, pelo enorme número de usos a que se destina, justifica a frase de Liebig (1803-1873): “*A prosperidade comercial de uma nação pode ser medida pela quantidade de ácido sulfúrico que consome.*” (ME - DGEBS, 2003).

De acordo com Lopes (2002), desde a década de 70 e particularmente na de 80, foram realizados muitos estudos sobre as concepções alternativas, quer de professores quer de alunos, sobre o Equilíbrio Químico. Esses estudos não só identificaram as concepções alternativas associadas ao tema, mas também se dedicaram à pesquisa das suas origens, propondo metodologias para as evitar.

É importante que os agentes envolvidos no processo ensino - aprendizagem, nomeadamente autores de programas, autores de manuais e professores, fundamentem as suas opções em bases concretas, no sentido de ajudar os alunos a ultrapassar as suas dificuldades (Garnett, Garnett e Hackling, 1995, citado por Lopes, 2002). É também necessário, o professor dispor a informação que lhe permite tomar decisões fundamentadas relativamente às estratégias a implementar na sala de aula.

Para o estudo dos conteúdos do Equilíbrio Químico lecionados no 11º ano, terá especial importância as estratégias utilizadas na abordagem dos conceitos científicos, de forma a evitar o aparecimento de concepções alternativas e que poderão ser persistentes, comprometendo aprendizagens futuras (Pardo e Portolés, 1995; Novak, 1988; citado por Lopes, 2002).

Sabendo-se da relevância do tema, bem como, da dificuldade dos alunos na sua compreensão, este estudo pretende investigar/descobrir estratégias adequadas e motivadoras, tendo sempre em consideração orientações pedagógicas de estudos anteriores.

Pretende-se pois, investigar estratégias baseadas em simulações computacionais e atividades laboratoriais, com o objetivo de: estimular conflitos conceptuais promovendo o desenvolvimento conceptual dos alunos acerca do tema Equilíbrio Químico; contribuir para a construção do conhecimento; estimular o espírito de investigação/descoberta; favorecer, gradualmente, o pensamento científico do aluno.

2. Equilíbrio Químico no contexto científico - pedagógico

Para existir vida na Terra, é essencial que haja situações de equilíbrio, como por exemplo, a formação do hidrogenocarbonato e a existência do oxigénio dissolvido na água dos mares. Contudo, é no desequilíbrio desses sistemas que a vida real decorre, pois, os efeitos maravilhosos das reações químicas não se manifestam no equilíbrio, mas, apenas quando as reações progridem, ou seja, quando o sistema evolui (ME - DGEBS, 2003).

O Equilíbrio Químico é muito importante em processos biológicos e ambientais. Por exemplo, o equilíbrio que envolve as moléculas de O_2 e as proteínas da hemoglobina, desempenham um papel crucial no transporte e fornecimento de oxigénio dos nossos pulmões para as células de todo o nosso corpo. Outro exemplo importante é o equilíbrio entre as moléculas de CO e da hemoglobina, que, em desequilíbrio, aumenta a probabilidade de ocorrência de toxicidade pelo monóxido de carbono.

O Equilíbrio Químico é uma das temáticas mais importantes para a construção teórica do domínio da Química conceptual. Neste sentido, este capítulo tem como objetivo a abordagem científica do Equilíbrio Químico, com conceitos que são desenvolvidos no 11º Ano, permitindo aos alunos uma visão mais ampla sobre o tema.

2.1. Equilíbrio Químico no contexto científico

Uma das razões pelas quais as propriedades de um sistema em equilíbrio são muito importantes é que todas as reações tendem a alcançar um estado de equilíbrio. De facto, quando se possibilita, todas as reações químicas atingem um estado de equilíbrio, embora nem sempre seja notório. Por vezes, é comum dizer-se que uma reação química foi “completa”, mas, na verdade, não existem reações que consumam todos os reagentes. Todos os sistemas que reagem alcançam um estado de equilíbrio, no qual permanecem pequenas quantidades de reagentes que vão sendo consumidos ao longo do tempo, sendo praticamente quase impossível a sua medição.

O conceito de equilíbrio é muito usado na linguagem corrente e, consoante o contexto em que se insere, a sua interpretação é diferente. Por exemplo: o equilíbrio de um copo em cima da cabeça de uma pessoa é diferente do equilíbrio entre o número de espécies num sistema ecológico (Oliveira, 2005). Na área da Química, esta designação deve ser entendida num contexto apropriado, e, de maneira a enquadrar esta noção, é necessário abordar um conjunto de conceitos importantes, tais como os que se seguem.

2.1.1. Reações químicas irreversíveis e reversíveis

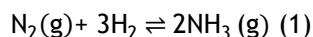
Uma reação química consiste na existência de quebra de ligações químicas nos reagentes e na formação de outras ligações, dando origem a novas espécies, os produtos da reação. As reações químicas podem ser classificadas em três aspectos fundamentais: quanto à variação de energia, quanto à natureza da reação e quanto ao sentido em que progridem.

Quanto à variação da energia, as reações químicas podem ser endotérmicas e exotérmicas. As reações que absorvem energia são chamadas de endotérmicas, e, as reações que libertam energia são chamadas de exotérmicas. Por fim, relativamente à natureza da reação, estas podem ser classificadas como reações de decomposição e de síntese.

Relativamente ao sentido em que progridem, as reações químicas classificam-se em reações reversíveis e irreversíveis.

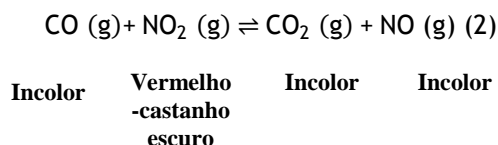
Quando uma reação ocorre apenas num sentido chama-se irreversível e, para a representar, usa-se apenas uma seta no sentido dos reagentes para os produtos. Estas reações processam-se numa determinada direção, mas que, empiricamente, é impossível reverter o processo para recuperar os reagentes iniciais, por exemplo, a reação de combustão do carvão com a formação de cinza (Oliveira, 2005).

Existem reações químicas em que os reagentes se combinam entre si, formando produtos, e estes, por sua vez, reagem para originar as substâncias iniciais. Neste caso, a reação chama-se reversível e pressupõe a existência de duas reações, que se verificam simultaneamente, mas, em sentidos contrários (Bastos *et al*, 2011). Por exemplo a síntese da amónia (equação 1):



A ideia de reversibilidade é especialmente importante quando se analisa um processo químico que admite, em simultâneo, a ocorrência da reação direta e inversa.

Segundo Feltre (2004), outro exemplo de uma reação reversível é a reação entre o CO e NO₂, num recipiente fechado mantido a 200°C (equação 2):



Pelas cores apresentadas na reação química conclui-se que a cor da mistura inicial, (CO + NO₂) é vermelho - castanho escuro, e que a mistura final (CO₂ + NO) é incolor (reação direta). No entanto, quando se mistura quantidades estequiometricamente exatas de reagentes (1 mol de CO e 1 mol de NO₂) e, se a reação terminasse, a mistura resultante (1 mol de CO₂ e 1 mol de NO) deveria ser incolor, no entanto, esse fenómeno não acontece: após algum tempo, o sistema passa a apresentar a cor de vermelho - castanho claro, que permanece inalterado indefinidamente (se a temperatura permanecer constante) (Figura 2.1).

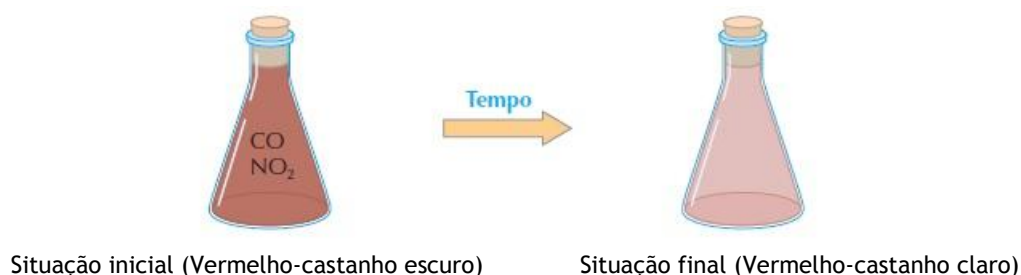


Figura 2.1 - Variação de coloração da mistura reacional, sentido direto (Feltre, 2004, p.181).

Para a reação inversa, tem-se: quando se mistura 1 mol de CO_2 e 1 mol de NO , a 200°C , e, se a reação terminasse, o CO_2 e o NO iriam acabar e teríamos 1 mol de CO e 1 mol de NO_2 , em que, essa mistura apresentaria um vermelho - castanho-escuro, devido ao NO_2 . No entanto, o sistema apresenta a cor de vermelho - castanho claro que foi obtido no final da primeira experiência (Figura 2.2).

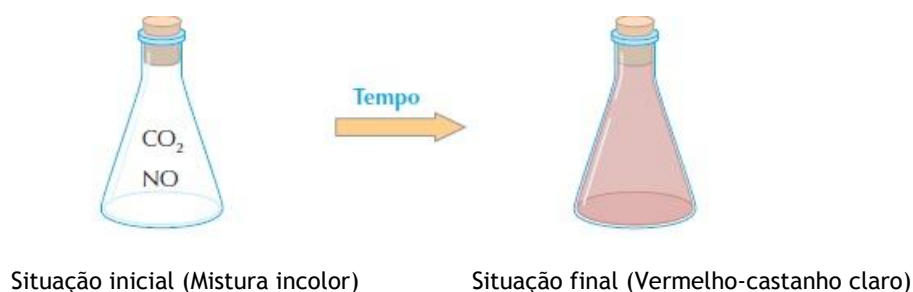


Figura 2.2 - Variação de coloração da mistura reacional, sentido inverso (Feltre, 2004, p. 181).

Este fenômeno acontece porque, quando a reação direta se começa a processar, os seus produtos (CO_2 e NO), começam a reagir entre si, e, de acordo com a reação inversa, ocorre a regeneração das substâncias iniciais (CO e NO_2). Segundo o autor Feltre (2004), as duas reações alcançam o estado de equilíbrio, e, o sistema permanece como se nenhuma reação estivesse a acontecer; a partir desse instante, as quantidades de reagentes e de produtos permanecem inalterados (se a temperatura permanecer constante).

2.1.2. Equilíbrio Químico

Existem poucas reações químicas que se dão num único sentido. A maior parte das reações químicas são reversíveis, em maior ou menor extensão. *“No início de um processo reversível, a reação dá-se no sentido da formação dos produtos. Logo que se formam algumas moléculas de produto, começa o processo inverso, isto é, começam a formar-se moléculas de reagente a partir de moléculas de produto. Quando as velocidades das reações direta e inversa forem iguais e as concentrações dos reagentes e dos produtos não variarem com o tempo, atinge-se o Equilíbrio Químico (Chang, 2005, p.586).”*

O Equilíbrio Químico é um processo dinâmico, como tal, indica que a reação que se processa no sentido dos reagentes para os produtos (sentido direto), tem a mesma taxa de

desenvolvimento que a reação que se processa no sentido dos produtos para os reagentes (sentido inverso).

A existência de um Equilíbrio Químico dinâmico designa que a reação química nem sempre caminha para um final, em vez disso, alguns reagentes e produtos coexistem no sistema. Este equilíbrio dinâmico é um estado em que parece que nada está a acontecer, contudo, as reações químicas estão frequentemente a ocorrer no sistema, a velocidades muito rápidas (Lavorenti, 2002).

Considera-se a reação reversível que envolve o tetróxido de diazoto (N_2O_4) e o dióxido de azoto (NO_2) (Figura 2.3). A reação química pode ser escrita (equação 3):

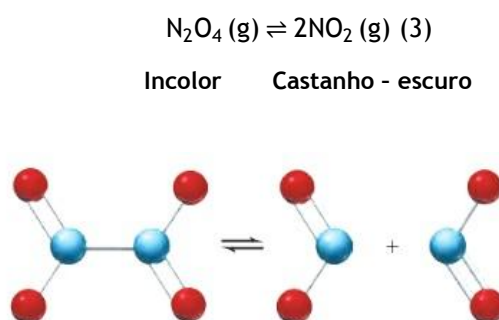


Figura 2.3 - Reação reversível que envolve o N_2O_4 e o NO_2 (Chang, 2005, p. 586).

Segundo Chang (2005), quando uma quantidade conhecida de N_2O_4 é injetada num frasco em que previamente foi feito vácuo, aparece, passado alguns segundos, uma coloração castanha, indicando a formação de moléculas de NO_2 . A coloração fortalece-se à medida que continua a dissociação de N_2O_4 até se atingir o equilíbrio. Seguidamente, deixa-se de se visualizar qualquer mudança na cor, porque, a concentração do N_2O_4 e NO_2 mantém-se constante ao longo do tempo. Outra estratégia para se atingir o estado de equilíbrio é a partir de uma mistura de NO_2 e N_2O_4 e controlar o sistema reacional até que a variação da cor deixe de existir.

De acordo com Chang (2005, p. 587) “certos autores demonstraram que a reação atrás referida é certamente reversível, porque qualquer dos componentes puros (N_2O_4 e NO_2) reage para dar outro gás.” A figura 2.4 retrata graficamente estas três situações:

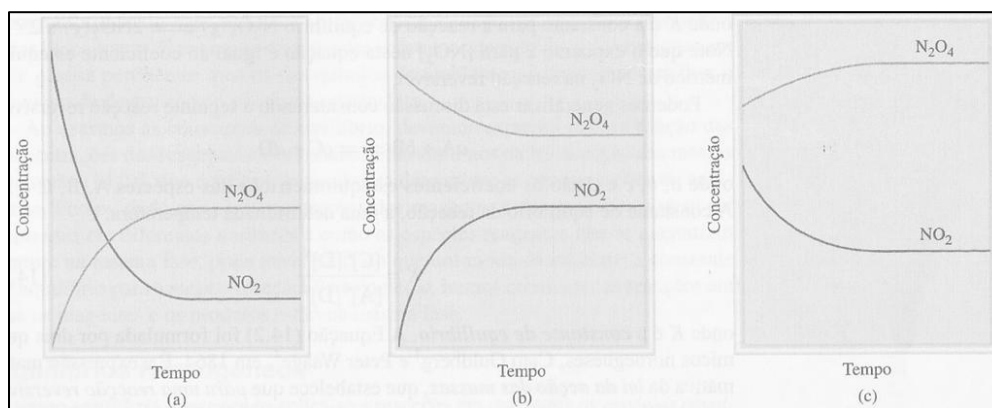


Figura 2.4 - Variações nas concentrações de NO_2 e de N_2O_4 com o tempo (Chang, 2005, p. 587).

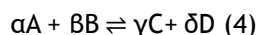
De acordo Simões *et al* (2011, p. 43), o que caracteriza um Equilíbrio Químico, à escala macroscópica é: *“ocorre em sistema fechado; os intervenientes não se esgotam no decorrer do tempo; a partir de um certo instante, a reação parece ter terminado; atinge-se independentemente de se partir de reagentes ou de produtos; não há nenhuma alteração de qualquer propriedade macroscópica (cor, composições qualitativa e quantitativa do sistema...)”. À escala microscópica: as reações direta e inversa continuam a processar-se, ambas com a mesma velocidade - equilíbrio dinâmico; responde a alterações nas condições de equilíbrio até alcançar uma nova situação.”*

2.1.3. Constante de equilíbrio

O conceito que descreve o Equilíbrio Químico em termos quantitativos foi formulado pelos cientistas noruegueses Cato Guldberg e Peter Waage em 1864. Esta descoberta, permite uma maior facilidade da manipulação de sistemas em Equilíbrio Químico, sendo vantajoso definir um valor numérico que possibilite, por análise imediata, inferir quanto à extensão da reação química considerada. Assim, para uma dada temperatura e pressão, é possível definir um parâmetro que se designa por constante de Equilíbrio Químico, simbolizado pela letra *K* (Oliveira, 2005).

Segundo Feltre (2004), esta equação representa a chamada lei da ação das massas (ou lei de Guldberg-Waage) para o Equilíbrio Químico e pode ser definida da seguinte maneira: a constante de equilíbrio em função das concentrações (mol/L), em equilíbrio, é o produto das concentrações dos produtos da reação, dividido pelo produto das concentrações dos reagentes, todas elevadas ao respetivo coeficiente estequiométrico da equação química acertada.

Neste caso, a constante de equilíbrio é representada por K_c , onde a letra *c* indica que estamos a trabalhar em unidades de concentração. De acordo com a reação química genérica, representada por (equação 4):



Os reagentes são representados pelas letras A e B, e, os produtos de reação pelas letras C e D. Os respetivos coeficientes estequiométricos são representados pelas letras gregas, α , β , γ e δ . No equilíbrio, as concentrações dos reagentes são expressas por [A] e [B], e no caso dos produtos por, [C] e [D] (Oliveira, 2005). Para esta reação genérica, a constante de equilíbrio, expressa em função de valores de concentração, K_c , é (equação 5):

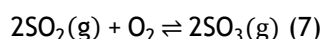
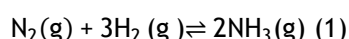
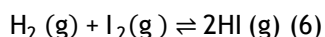
$$K_c = \frac{[C]^\gamma \times [D]^\delta}{[A]^\alpha \times [B]^\beta} \quad (5)$$

O valor da constante de equilíbrio diz-nos se uma reação se uma reação de equilíbrio favorece a formação de dos produtos ou dos reagentes. Se *K* for muito maior do que 1 ($k \gg 1$), o equilíbrio deslocar-se-á para a direita, favorecendo a formação dos produtos. Inversamente,

se a constante de equilíbrio for muito menor que 1 ($K \ll 1$), o equilíbrio deslocar-se-á para a esquerda, favorecendo a formação dos reagentes. Neste contexto, qualquer número maior que 10 é considerado muito maior que 1, e qualquer número menor que 0,1 muito menor que 1.

2.1.4. Equilíbrios homogêneos e heterogêneos

Equilíbrio homogêneo é quando todos os intervenientes no sistema reacional se encontram na mesma fase (gasosa ou líquida), como por exemplo (Feltre, 2004, p.184):

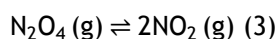


Equilíbrio heterogêneo é quando os intervenientes no sistema reacional se encontram, pelo menos em duas fases (sólida - líquida, sólida - gasosa ou líquida - gasosa). Como por exemplo (Simões et al, 2011, p. 43):

- A dissolução de um sal pouco solúvel como o brometo de prata (usado em fotografia) -
 $\text{AgBr}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq}) \quad (8)$
- Decomposição térmica do carbonato de cálcio - $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad (9)$

2.1.5. Constante de equilíbrio da reação inversa

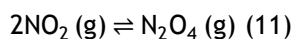
Se a equação da reação reversível for escrita no sentido oposto, a constante de equilíbrio é o inverso da constante de equilíbrio original (Chang, 2005). Assim, considerando o equilíbrio de NO_2 - N_2O_4 :



então:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad (10)$$

No entanto, o equilíbrio também pode ser representado da seguinte forma:



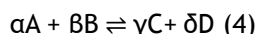
assim, a constante de equilíbrio é dada por:

$$K_c' = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{K_c} \quad (12)$$

Quando se conhece o valor da constante de equilíbrio de uma reação química, e, se pretenda estudar o sistema reacional inverso, pode-se determinar o valor da constante de equilíbrio do sistema inverso, através da expressão matemática atrás referida (12).

2.1.6. Quociente reacional

Quando se pretende estudar um sistema químico, é necessário seguir a evolução desse sistema, ou seja, saber se já atingiu o estado de equilíbrio, ou, qual é a previsão do sentido da reação. Nestes casos, recorreremos à grandeza quociente da reacional (Q_r), em vez da constante de equilíbrio (Oliveira, 2005). Segundo a reação genérica:



o quociente da reação é definido por:

$$Q_r = \frac{[C]^\gamma \times [D]^\delta}{[A]^\alpha \times [B]^\beta} \quad (13)$$

ou seja, em função das concentrações (ou pressões parciais) verificadas no instante t e não no equilíbrio (Oliveira, 2005).

Para determinar o sentido em que a reação prosseguirá até se atingir o equilíbrio, deve-se comparar os valores de Q_r e K_c . Podem ocorrer três situações distintas (Chang, 2005, p. 602):

- $Q_r < K_c$ - A razão entre as concentrações iniciais dos produtos e as concentrações iniciais dos reagentes é muito grande. Para que se atinja o equilíbrio, os reagentes têm de se converter nos produtos. O sistema evolui da esquerda para a direita (consumindo reagente, formando produtos) até se atingir o equilíbrio.
- $Q_r = K_c$ - As concentrações iniciais são as concentrações de equilíbrio. O sistema está em equilíbrio.
- $Q_r > K_c$ - A razão entre as concentrações iniciais dos produtos e dos reagentes é muito pequena. Para se atingir o equilíbrio, os produtos têm de ser convertidos em reagentes. O sistema evolui da direita para a esquerda (consumindo produtos, formando reagentes) até se atingir o equilíbrio.

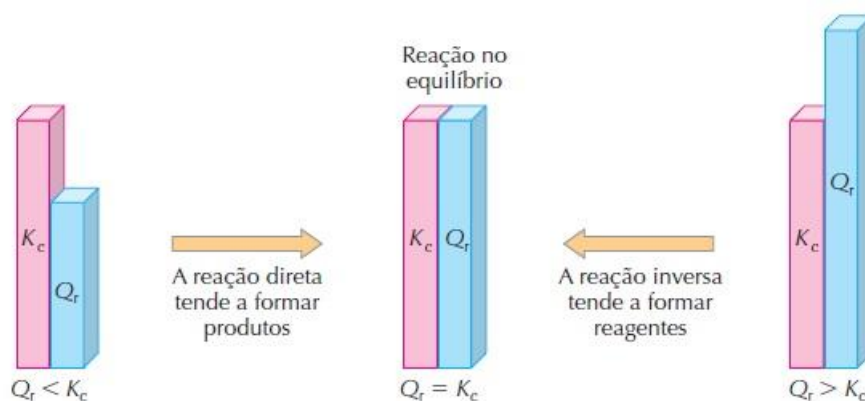


Figura 2.5 - Comparação entre K_c e Q_r (Feltre, 2004, p. 187).

2.1.7. Fatores que afetam o Equilíbrio Químico

O Equilíbrio Químico resulta de um balanço entre a reação direta e inversa, e, na maioria dos casos este equilíbrio é bastante sensível. Assim, quando uma reação química se encontra em equilíbrio, e, ocorre a alteração das condições experimentais (perturbação do sistema reacional), o sistema evolui de maneira a criar um novo estado de equilíbrio, ou seja, o sistema ajusta-se de forma a minimizar essa perturbação (Lower, 2001).

Em 1884, o brilhante químico francês Henry Louis Le Châtelier (Figura 2.6) investigou sistemas químicos em equilíbrio. Como resultado dos seus estudos, desenvolveu-se uma lei muito importante na Química, intitulada por, **o princípio de Le Châtelier**. O princípio de Le Châtelier permite fazer previsões qualitativas acerca dos efeitos das variações específicas sobre um sistema em equilíbrio (Santana, 2013).



Figura 2.6 - Henri Louis Le Châtelier (1850 - 1936) (Santana, 2013, p. 39).

O Princípio de Le Châtelier diz que: *“quando um sistema em equilíbrio sofre uma perturbação externa, reage de modo a minimizar a ação da mesma”* (Chang, 2005, p. 607). A palavra “perturbação” significa uma variação na **concentração, pressão, volume ou temperatura**.

Quando ocorre a variação da **concentração** num sistema reacional em equilíbrio, por exemplo, retirar uma certa quantidade de produto da reação, o sistema evolui no sentido de compensar essa perda, ou seja, evolui de forma a gastar mais reagente para repor o produto retirado. Assim, atinge-se um novo estado de equilíbrio e o sistema progride no sentido direto. Por outro lado, quando se retira ao sistema reacional em equilíbrio uma certa quantidade de reagente, este reage no sentido de regenerar com maior velocidade o reagente retirado. Assim, o sistema progride no sentido inverso atingindo-se um novo estado de equilíbrio. O mesmo raciocínio é aplicado quando, ao invés de se retirar, adiciona-se ao sistema reacional.

Segundo o princípio de Le Châtelier, um aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação em que produz uma diminuição da pressão, e vice-versa (Bastos *et al*, 2011). A variação da pressão e/ou volume é especialmente sentida nos gases, já que os líquidos e sólidos são virtualmente incompressíveis.

Segundo Oliveira (2005), de acordo com a equação dos gases ideais, $P \times V = n \times R \times T$, as grandezas pressão e volume são inversamente proporcionais. Quando maior o volume,

menor a pressão e vice-versa. Assim, um aumento de pressão (diminuição no volume), favorece a reação no sentido em que há uma diminuição do número total de moles de gases. Por outro lado, uma diminuição de pressão (aumento no volume) favorece a reação no sentido em que há um aumento do número total de moles de gases.

A variação da **temperatura** num sistema reacional pode alterar significativamente a constante de equilíbrio. *“Esta alteração depende diretamente do facto da reação em estudo ser endotérmica, exotérmica ou atérmica”* (Oliveira, 2005, p. 85).

Segundo Chang (2005), considera-se o calor como um reagente, então, um aumento da temperatura acrescenta calor ao sistema reacional, e, uma diminuição, retira calor ao sistema. Como todos os parâmetros (concentração, volume e pressão) referidos anteriormente, o equilíbrio desloca-se de forma a reduzir o efeito dessa variação.

Para uma reação térmica (não há absorção nem libertação de calor), a variação da temperatura, não provoca qualquer alteração do valor da constante de equilíbrio.

Generalizando, pode-se afirmar que:

- Se a reação direta for exotérmica ($\Delta H < 0$) - K_c aumenta quando a temperatura diminui;
- Se a reação direta for endotérmica ($\Delta H > 0$) - K_c aumenta quando a temperatura aumenta.

Segundo os autores Simões *et al* (2011), Atkins e Paula (2010), se a reação for exotérmica, e, houver um aumento da temperatura do sistema, a reação irá progredir no sentido da formação dos reagentes. Por outro lado, se houver uma diminuição da temperatura do sistema, a reação irá progredir no sentido da formação dos produtos.

Para uma reação endotérmica, se houver um aumento da temperatura do sistema, a reação irá progredir no sentido da formação de produtos. No entanto, se houver uma diminuição da temperatura do sistema, a reação irá evoluir no sentido da formação dos reagentes.

Ao adicionar-se um catalisador a um sistema que não esteja em equilíbrio, as velocidades direta e inversa vão aumentar, desta forma, atinge-se mais depressa o estado de equilíbrio, mas, em nenhuma circunstância, poderá, afetar a constante de equilíbrio da reação considerada.

2.2. Equilíbrio Químico no contexto pedagógico/curricular

O programa da componente de Química, do 11º ano está organizado em duas Unidades centradas em temáticas diferentes, nomeadamente, “Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios” e “Da Atmosfera ao Oceano: Soluções da Terra e para a Terra”.

É na primeira Unidade “Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios” que se aborda o estudo do Equilíbrio Químico. Esta Unidade tem como objetivo familiarizar os alunos com o ambiente de produção industrial, alertando-os para a importância social e económica da indústria química, ainda que sem escamotear as respetivas contrapartidas ambientais.

Relativamente a algumas das principais ideias defendidas no programa da disciplina para o seu estudo, enfatiza-se a defesa de uma participação ativa do aluno, a diversificação das atividades propostas, a integração de conhecimentos teóricos em contextos de aplicação prática, tais como problemas ambientais da nossa sociedade atual, ou evoluções tecnológicas (Marques, 2011).

O Equilíbrio Químico é estudado pelos alunos que optam por componentes científicas no ensino secundário.

No início do estudo do Equilíbrio Químico do 11º ano, os alunos devem ter já adquirido, anteriormente, conhecimentos a nível dos seguintes temas (ME - DGEBS, 2003):

1.1. O amoníaco como matéria-prima: a reação de síntese do amoníaco; reações químicas incompletas; aspetos quantitativos das reações químicas; quantidade de substância; rendimento de uma reação química; grau de pureza dos componentes de uma mistura reacional; amoníaco e compostos de amónio em materiais de uso comum (AL 1.1).

1.2. O amoníaco, a saúde e o ambiente: interação do amoníaco com componentes atmosféricos; segurança na manipulação do amoníaco.

1.3. Síntese do amoníaco e balanço energético: síntese do amoníaco e sistema de ligações químicas; variação de entalpia de reação em sistemas isolados.

Só depois se passará à abordagem dos seguintes conteúdos programáticos, no âmbito do Equilíbrio Químico (ME - DGEBS, 2003):

1.4. Produção industrial do amoníaco: reversibilidade das reações químicas; Equilíbrio Químico como exemplo de um equilíbrio dinâmico; situações de equilíbrio dinâmico e desequilíbrio; a síntese do amoníaco como um exemplo de Equilíbrio Químico; constante de Equilíbrio Químico, K ; lei de Guldberg e Waage; Quociente da reação, Q ; relação entre K e Q e o sentido dominante da progressão da reação; relação entre K e a extensão da reação; síntese do sulfato de tetraaminacobre (II) mono-hidratado (Al 1.2).

1.5. Controlo da produção industrial: fatores que influenciam a evolução do sistema reacional; a concentração, a pressão e a temperatura; a lei de Le Châtelier; efeitos da temperatura e da concentração no equilíbrio de uma reação (AL 1.3).

Em síntese, o Equilíbrio Químico surge contextualizado, no programa da disciplina, de uma forma prática, envolvendo uma indústria com importância social em que trabalham cientistas e engenheiros, o que poderá servir como fator de motivação extra para grande parte dos alunos.

3. Dificuldades e estratégias identificadas no processo ensino - aprendizagem no Equilíbrio Químico

O Equilíbrio Químico é uma das temáticas do Currículo de Química do Ensino Secundário (11º Ano). Este é apontado como um dos temas de mais difícil compreensão e um dos mais desafiantes para ensinar. Esta temática é de extrema importância e está presente nas mais diversas ocorrências do nosso quotidiano. Será também importante referir, a pertinência deste tema para o estudo de outras temáticas na Química, como por exemplo: o comportamento ácido-base, reações de oxidação-redução e de precipitação.

Neste sentido, este capítulo tem como objetivo o estudo das concepções e entender as dificuldades dos alunos na temática do Equilíbrio Químico. Assim, fez-se uma pesquisa na literatura de modo a apresentarmos algumas estratégias didáticas, com o intuito de minimizar e superar essas dificuldades.

3.1. Os três níveis de representação do conhecimento químico

Segundo os autores Giordan e Góis (2005) citado por Pauletti (2012), os níveis de representação do conhecimento químico são compreendidos em três níveis: *macroscópico*, *microscópico* e *simbólico*. O nível macroscópico é caracterizado por fenómenos e processos químicos observáveis e perceptíveis numa dimensão visível, por exemplo, a aula prática-laboratorial, pois esta consiste no manuseio e na transformação de substâncias em laboratório da escola, tornando-o um fenómeno visível para os alunos. O nível simbólico já abrange os símbolos, equações químicas, coeficientes, gráficos e números, pois consiste numa representação matemática abstrata. Por último, tem-se o nível microscópico, caracterizado pelo estudo da matéria e as suas transformações em estado não observável, envolvendo os movimentos e arranjos de moléculas, átomos ou partículas, ou seja, a teoria para o ensino da Química.

Pelas pesquisas feitas, entende-se que as concepções alternativas dos alunos podem ser integradas nestes três níveis de representação, e que, para compreender um fenómeno químico envolve sistematicamente estes três níveis.

Uma das grandes dificuldades que predomina no ensino da Química, segundo o autor Bueno *et al* (2003) citado por Pauletti (2012), é a ausência da correlação entre aulas teóricas e aulas práticas. Neste contexto, é importante referir que a ciência é uma interação entre a teoria e prática, e portanto, não é aconselhável promover o ensino da Química quando estas se encontram separadas. Segundo Bueno *et al* (2003, p. 34) citado por Pauletti (2012), *a função da experimentação é fazer com que a teoria se adapte à realidade*.

Segundo os autores Raviolo apud Nurrenbern e Pickering (1987) citado por Carobin e Serrano (2007), dos três níveis aqui mencionados, o mais utilizado durante uma exposição

teórica em sala de aula é o nível simbólico, pela resolução de problemas numéricos. Por outro lado, quando se efetua alguma experiência em sala de aula, em que os alunos conseguem ver uma reação química em que envolve a produção de um gás, a alteração da cor ou cheiro, é utilizado o nível macroscópico.

Souza e Cardoso (2008) citado por Pauletti (2012, p.99), *destacam que a grande dificuldade do ensino e aprendizagem em Química ocorre devido à falta de compreensão e domínio do universo macroscópico, simbólico e microscópico, o que na opinião dos autores é imprescindível, a livre transição entre esses três níveis para a solidificação da aprendizagem.*

Normalmente, os alunos têm uma certa inclinação para compreender determinados fenômenos químicos no plano macroscópico, pois é muito difícil que eles tenham capacidades de recursos simbólicos, no plano mental, para compreensão das transformações químicas num nível que pretende uma maior capacidade de abstração como é o caso do nível microscópico (Wartha e Resende, 2011). As compreensões microscópicas e simbólicas são de extrema importância devido ao facto de serem mais difíceis para os alunos, porque são invisíveis e muito abstratas.

3.2. Concepções alternativas na temática Equilíbrio Químico

Para Raviolo e Garritz (2008), os aspetos mais abstratos do Equilíbrio Químico são de natureza dinâmica: a distinção entre situações de equilíbrio e não equilíbrio, a manipulação mental do princípio de Le Châtelier e algumas considerações sobre a energia dos processos químicos (Junior *et al*, 2011). Para Souza e Cardoso (2008) citado por Junior *et al* (2011), a aprendizagem do Equilíbrio Químico exige o conhecimento prévio de alguns conceitos, nomeadamente: soluções, ligações e reações químicas, cinética, termoquímica e estequiometria. Por outro lado, para Machado e Aragão (1996) citado por Eichler e Pino (2010, p. 49), existem alguns pontos fulcrais para a compreensão do estado do Equilíbrio Químico, tais como: *“a igualdade de rapidez das reações de formação de produtos e de reconstituição de reagentes, a reversibilidade das reações, a coexistência de reagentes e produtos no mesmo recipiente, bem como, o dinamismo que envolve a reorganização constante das espécies reagentes e dos produtos da reação.”*

Desde a década de sessenta até aos dias de hoje, são apontadas variadas concepções alternativas em Equilíbrio Químico (Fonseca *et al*, 2010). Segundo os autores Morais e Paiva (2006) e Barker (2000) citado por Eichler e Pino (2010), de entre as concepções (cerca de vinte) que, marcadamente, os alunos evidenciam, destaca-se:

- A visão estática do Equilíbrio Químico (nenhuma reação ocorre), análogo aos pratos de uma balança, contendo massas iguais;
- Equilíbrio apresentado como um pêndulo;
- A errada interpretação da dupla seta;
- A visão compartimentada do equilíbrio (sistema constituído por dois compartimentos individualizados para as reações direta e inversa) ou seja, as reações direta e inversa

são vistas como transformações separadas e independentes, não pertencem ao mesmo sistema em equilíbrio;

- A igualdade de concentrações de reagentes e de produtos na situação de equilíbrio;
- O recurso a modelos híbridos (cinético e termodinâmico) para interpretação dos valores da constante de equilíbrio;
- A visão de que constante de equilíbrio (K) aumenta quando o equilíbrio é restabelecido quando se muda a concentração de um reagente, não tendo em conta o efeito que a temperatura tem sobre o valor de K , assim, demonstram uma fraca capacidade de analisar os valores de K , quando este é constante ou quando muda. Normalmente os alunos visam a associar um alto valor de K a uma reação muito rápida;
- A ideia de que a reação direta aumenta a partir do momento em que os reagentes são misturados até o momento em que o equilíbrio é estabelecido. Neste contexto, pensam que mudar as condições da reação química, consequentemente há um aumento na rapidez da reação favorecida e um e um decréscimo na rapidez da outra reação;
- A generalização inadequada da aplicação da lei de *Le Châtelier*: entendem que numa reação todas as substâncias interagem de forma independente, em vez de visualizarem as interações reais que ocorrem. Normalmente os alunos têm a ideia de que o equilíbrio é restabelecido apenas quando todos os reagentes adicionais forem consumidos. As ideias formuladas pelos alunos indicam que existe um modelo de “duas reações” para Equilíbrio Químico - segundo o autor Barker (2000) citado por Eichler e Pino (2010, p. 49), *nesse último caso, se um reagente foi adicionado, então a reação direta continuaria a consumir o material extra, enquanto a reação inversa permanecia inalterada.*

3.3. Propostas de algumas estratégias didáticas

De forma a vencer estas inúmeras dificuldades, muitos investigadores e professores têm aconselhado várias propostas de abordagens didáticas que procuram facilitar o processo de ensino - aprendizagem. Muitas estratégias consistem em: recorrer a novas tecnologias, simulações computacionais, utilizar, de forma rigorosa o Princípio de Le Châtelier, utilizar antecipadamente testes de diagnóstico para verificar se os alunos têm ou não determinadas dificuldades (Hackling e Garnett, 1985, citado por Marques, 2011), ampliar o recurso a explicações termodinâmicas no Ensino Secundário (Van Driel e Gräber, 2002, citado por Marques, 2011) e tentar não usar o recurso a diferentes termos para descrever a mesma coisa ou realidade (Marques, 2011). Para os autores Barnea e Dori (2000) citado por Santos e Greca (2005) as estratégias pretendem principalmente ajudar os alunos a aprender a utilizar representações microscópicas e simbólicas na descrição e esclarecimento de processos químicos através de animações (ferramentas tecnológicas).

Recorrer a simulações computacionais, segundo alguns autores, é uma estratégia que visa a aumentar a capacidade de ligação entre os três níveis de representações (microscópica, macroscópica e simbólica). Segundo os autores Carobin e Serrano (2007), vários investigadores têm sugerido o uso de simulações computacionais para auxiliar a relação entre estes três níveis de representação química, principalmente a nível microscópico. Neste contexto, o uso de um programa de simulação na temática do Equilíbrio Químico pode ajudar os alunos a desenvolver representações mentais nesses três níveis (Solomonidou e Stavridou, 2001, Crosier *et al*, 2000, citado por Carobin e Serrano, 2007). Segundo esses mesmos autores, de forma a alcançar esse objetivo, as simulações deveriam utilizar as conceções alternativas apresentadas pelos alunos.

Para muitos investigadores, o uso de analogias também é considerada uma estratégia de ensino. *Uma analogia pode ser definida como sendo uma comparação entre dois domínios: um que é familiar ao aprendiz - designado na literatura de “domínio da analogia” - e outro que não lhe é familiar - chamado de “domínio do alvo”* (Mendonça *et al*, 2005, p. 2). Para Duit (1991) citado por Mendonça *et al* (2005), as analogias podem ser instrumentos muito relevantes, de maneira a ajudar o processo da construção do conhecimento.

Existem várias definições de analogias que vão de acordo com as perspetivas teóricas dos investigadores. Sendo assim, para muitos autores a analogia resulta (Oliveira, 1996, citado por Fabião e Duarte, 2005):

- Da comparação de termos novos com outros já conhecidos;
- Da relação de semelhança ou dependência entre diferentes objetos;
- Do desenvolvimento de uma mera comparação, a partir da qual se tenta estabelecer múltiplas relações (Oliveira, 1996).

Para Glynn (1991) citado por Fabião e Duarte (2005), a analogia é caracterizada através do qual é possível identificar semelhanças entre diferentes conceitos.

Embora o uso de analogias traga algumas vantagens pedagógicas, por alguns investigadores apresenta algumas limitações e críticas. Paiva (2000) citado por Gomes e Recena (2008), avaliou um conjunto de analogias e arrematou que todas apresentavam limitações mas também virtudes, pelo menos ao nível de motivação e perceção dos alunos. As analogias podem levar o sujeito a reorganizar as suas informações e, em muitos casos, a criar um novo esquema ou adicionar novas informações àquelas já formadas.

Outra estratégia a referir são as aulas práticas pelo método da experimentação, por exemplo, aulas laboratoriais. Na temática do Equilíbrio Químico é importante realizar experiências relacionadas com as dificuldades mencionadas no ponto anterior. Assim, usando o recurso de exemplos mais concretos como são as experiências laboratoriais, é mais fácil superar as dificuldades mencionadas anteriormente. Ferreira, Hartwig e Rocha-Filho (1997) citado por Gomes e Recena (2008), descrevem quatro experiências relacionadas com o efeito da variação da concentração e da temperatura em Equilíbrios Químicos específicos.

Estas propostas didáticas são algumas de várias sugestões pedagógicas com o objetivo de superar inúmeras dificuldades encontradas na temática do Equilíbrio Químico no ensino.

4. Importância de simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico

Como se viu no capítulo anterior o Equilíbrio Químico é uma temática de difícil compreensão devido ao seu nível de abstração. Torna-se assim de extrema importância recorrer a alternativas didáticas tais como experiências laboratoriais de forma a ilustrar exemplos concretos. No entanto, é necessário compreender o que acontece a nível microscópico, sendo as simulações computacionais as mais elucidativas.

Vários autores consideram importante recorrer às tecnologias para facilitar o ensino da Química. Segundo o autor Esqueembre (2001) citado por Carobin e Serrano (2007) recorrer a simulações computacionais proporciona nos alunos oportunidades para o feedback e reflexão. Esse mesmo autor refere que quando manuseadas de maneira correta, facilita a aquisição de conhecimento mais estável. Aprender a explorar uma dada simulação é um aspeto muito positivo para o processo de ensino - aprendizagem, pois, alguns programas permitem controlar algumas variáveis. *Devido aos gráficos, dinâmicos, gerados por computador, as simulações facilitam a aprendizagem de conceitos abstratos (Bragin, 1996, citado por Marques, 2011, p.37). Além disso, colmatam o facto do equilíbrio associado a uma reação química poder implicar velocidades demasiado rápidas ou lentas e o envolvimento de experiências perigosas ou dispendiosas, se realizadas de forma efetiva (Marques, 2011, p. 37).*

Neste sentido, este capítulo destaca a importância que as simulações computacionais têm no desenvolvimento ensino - aprendizagem dos alunos, assim como, compreender e analisar algumas simulações que poderão ser bons exemplos aplicadas ao ensino do Equilíbrio Químico, disponíveis *on-line*. Para os programas considerados mais avançados desenvolveu-se um guia exploratório do programa para facilitar o seu manuseamento. Destaca-se também a importância do professor nesta matéria, pois é ele que deve orientar as atividades de maneira a esclarecer qualquer dúvida que o aluno tenha e, incentivar o manuseamento da simulação.

4.1. As TIC no contexto educativo

Segundo Ribeiro e Greca (2003), nas últimas cinco décadas, a aliança feita entre Ciência e Tecnologia despertou grandes mudanças que permitiram a elevada rapidez do desenvolvimento tanto de uma, quanto de outra. No final do século XX, o grande avanço da tecnologia teve um ritmo mais acelerado, abrangendo cada vez mais o nosso quotidiano, em que muitas das nossas rotinas e hábitos não poderiam ser concretizadas sem a atual tecnologia. Mas, apesar de todos os avanços tecnológicos a que temos assistido, é na dinâmica pedagógica que a estrutura escolar tem dificultado as inovações, dado que a sua dimensão é ainda bastante tradicional (Moraes e Paiva, 2007).

“Os alunos que se encontram atualmente a frequentar as escolas básicas e secundárias do século XXI são frequentemente alcunhados por zap generation. A zap

generation está habituada à “ação”, a sua vida é um verdadeiro zapping - fazem zapping entre as dezenas de canais de televisão de modo a assistirem ao seu programa favorito, trocam SMS constantemente, saltam para o computador, onde acedem ao e-mail, surfam na net recolhendo dados para os trabalhos e comunicam em salas de chat. Programam o seu tempo para as mais diversas atividades, algumas das quais simultâneas “clicando aqui e ali sem parar” (Morais e Paiva, 2006, p. 87).

Deste modo, é importante destacar a importância da tecnologia na sociedade atual e na ciência e, claramente no ensino científico. O recurso às TIC, no âmbito educativo, pode transformar o processo de ensino - aprendizagem pois, torna possível a elaboração de recursos multimédia em que pode existir simultaneamente, texto, imagem fixa, imagem animada, som e vídeo. Com isto, é importante destacar que as TIC trazem à educação e, consequentemente á nossa sociedade, grandes desafios, como por exemplo, o modo acertado de as implementar numa sala de aula.

Cabe ao professor mais um desafio pedagógico, pois, para além do papel multifacetado que este possui, há que integrar em termos didáticos as Tecnologias da Informação e Comunicação (TIC) permitindo ao aluno usufruir de forma enriquecedora e estimulante uma exploração mais atenta dos recursos. Segundo *Morais e Paiva (2006)*, é da responsabilidade do professor a forma como os alunos exploram os programas educativos que se lhe apresentam no computador.

4.2. Vantagens e desvantagens das TIC e o ensino da Química

Através da boa utilização de simulações dentro da sala de aula, surgem inúmeras vantagens, nomeadamente:

- Despertam o interesse dos alunos na matéria, dando a possibilidade de variar parâmetros em diversas situações;
- Motivam, geralmente, mais os alunos e treinam o raciocínio lógico;
- Desenvolvem a capacidade de reflexão dos alunos e consequentemente uma maior competência em tomar novas decisões;
- Desenvolvem a capacidade em apresentar hipóteses, testar, examinar os conceitos.
- Promovem a interação com os outros e o trabalho em grupo;
- Promovem a interdisciplinaridade e transdisciplinaridade.

De acordo com *Morais e Paiva (2007)*, o uso de simulações computacionais é coerente com a própria prática de investigação científica, que as utiliza cada vez mais. Torna o aluno mais autónomo através da sua utilização e estas permitem também que ele tenha uma participação mais ativa na elaboração do seu conhecimento.

Muitas das simulações não apresentam bons recursos gráficos e sonoros, o professor deverá ter cuidado em selecionar a simulação adequada, pois a questão problema deverá ser a mais aproximada do real.

Ao longo dos anos, tem-se verificado uma grande evolução nas simulações para o ensino das Ciências Físico-Químicas. O *software* e o *hardware* tornaram-se muito mais sofisticados, tornando as simulações muito mais realistas, com muito mais controlo de variáveis. Estas simulações permitem manipular experiências de diversos tipos, nomeadamente experiências de realização complexa, morosas e até perigosas de serem reproduzidas na sala aula. O aluno pode verificar a validade das suas hipóteses relativamente às situações que surgem no ambiente simulado, manipular variáveis e verificar as alterações no comportamento do modelo perante uma variedade de condições (Morais e Paiva, 2007).

No ensino das Ciências, segundo o Driver (1999), citado por Souza e Cardoso (2006), é importante que os estudantes das ciências sejam iniciados nas ideias e práticas do pensamento científico, de maneira a torná-las significativas no plano individual. Neste contexto é importante referir que no ensino - aprendizagem das ciências requer inúmeros processos de teorização, construção e reedificação de modelos que facilitem a interpretação da natureza e a elaboração de explicações por parte do aluno, favorecendo a manipulação e a proposição de previsões acerca de fenómenos observáveis (Souza e Cardoso, 2006).

Na Química, trata-se de muitas questões maioritariamente abstratas, tornado o ensino - aprendizagem nesta área muito difícil. É neste contexto que as TIC trouxeram muitas vantagens, ajudando tanto o professor como aluno no processo pedagógico.

Numa ciência experimental como é a Química, a componente prática é muito importante em sala de aula, pelo que esta componente sai reforçada com a utilização das TIC (Marques, 2011). Ainda, segundo o mesmo autor, as TIC podem ser excessivamente úteis na aquisição de informação atualizada, o que é crucial para um ensino rigoroso das ciências em constante evolução. Atualmente, todas as revistas científicas apresentam publicação e disponibilização *on-line*. Assim, existe muito mais facilidade em se fazer pesquisas *on-line* em qualquer temática.

O acesso à informação integrada é importante:

- *Para que o professor planifique melhor as suas aulas, e se atualize, como também para o envolvimento do aluno, que também pode pesquisar (sobre descobertas recentes,) aplicações ou implicações relacionadas com os conteúdos curriculares estudados, e compreender o modo como a Ciência evolui e se constrói.*

- *Sai reforçada a facilidade de comunicação com pessoas em qualquer parte do mundo, podendo os alunos integrar-se em projetos orientados por cientistas e professores numa interação de esforços.*

- *O ensino da Química pode beneficiar de forma significativa com o recurso a programas de software existentes, como sejam as bases de dados eletrónicas, que poderão ser uma forma de aceder a dados sobre determinado elemento ou substância de forma mais confortável, ou as ferramentas de cálculo e de representação gráfica, que desempenham um papel importante sobretudo em apoio à componente experimental. Deste modo, fica mais tempo para outras etapas do trabalho experimental propriamente dito, Marques (2011, p. 18).*

Hoje em dia, existem inúmeras aplicações multimídia especificamente para a área da Química, em que, através do simulador se regula e controla experiências. Assim, a partir de uma ligação entre o computador e outro equipamento experimental, obtêm-se e registam-se os dados em função do tempo e outro fator relacionado com a experiência, a representação gráfica e o tratamento matemático. Segundo Mintzes, Wandersee e Novak (2000,) citado por Marques (2011) tem-se por exemplo: a medição da temperatura, do pH e intensidade da luz.

Enfim, existem inúmeros recursos que podem ser utilizados em sala de aula e que podem ter uma grande relevância no processo de ensino - aprendizagem na área da Química. Porém, existem algumas desvantagens que advêm do uso de simulações computacionais:

- Muitas das simulações não apresentam bons recursos gráficos e sonoros, o professor deverá ter cuidado em selecionar a simulação adequada, pois a questão problema deverá ser a mais aproximada do real.
- A simulação deve ser vista como um complemento de outras estratégias de ensino, o inverso não garante que a aprendizagem ocorra e de que a aprendizagem possa ser aplicada à vida real.
- Pode induzir o aluno ao erro, ou seja, este pode ser levado a pensar que o mundo real pode ser simplificado e controlado da mesma maneira que nos programas de simulação. Cabe ao professor o papel pedagógico de ajudar o aluno a não formular hipóteses erradas.

4.3. As simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico

Através das inúmeras vantagens que as TIC proporcionam na área educativa, procura-se ligar as possibilidades das mesmas aos estilos cognitivos dos alunos para vencer dificuldades específicas na compreensão do tema Equilíbrio Químico, proporcionando uma aprendizagem clara e coerente.

Ao efetuar investigações científicas na *Internet* por Equilíbrio Químico, encontra-se uma vasta gama de hiperligações relacionadas com o tema, por exemplo: uma série de páginas educacionais, artigos científicos e referências sobre o mesmo. No entanto, o professor terá de ter a habilidade de selecionar os sites certos, pois existe na internet muita informação errada, e tudo isto poderá levar os alunos a uma aprendizagem errada.

No que toca ao tema Equilíbrio Químico, existem páginas em que são relatadas histórias que comparam o Equilíbrio Químico com o quotidiano para tentar combater as mais diversas dificuldades dos alunos, em que, muitas das estratégias são as simulações computacionais elaboradas. Segundo os autores Mintzes *et al* (2000), Russel *et al* (1997) citado por Fonseca *et al* (2010), o ensino do Equilíbrio Químico predispõe-se à aplicação das TIC, com potencial reconhecido para efetuar representações visíveis do que não são diretamente observáveis.

É um tema que “atrai” a construção de simulações, pois, é um conceito de difícil compreensão, dado o grau de abstração necessário. Tal facto apela ao uso de exemplos concretos. Estes exemplos concretos poderão ser experiências laboratoriais realizadas nas aulas. No entanto, embora estas sejam de grande importância para a compreensão dos acontecimentos associados ao Equilíbrio Químico a nível macroscópico, continuam a implicar uma abstração para compreender o que se passa a nível microscópico (Fonseca, 2006). Todos estes aspetos proporcionam o uso de simulações e analogias dentro da sala de aula, de maneira a corrigir os exemplos concretos atrás mencionados. A analogia corresponde à utilização de uma relação de semelhança entre o conceito real e uma determinada situação (Fonseca, 2006). Segundo o autor Duit (1991), citado por Fonseca (2006), uma das grandes vantagens das analogias é possibilitarem a compreensão do conceito para o aluno de maneira a permitirem uma estratégia construtivista. Investigações efetuadas demonstraram também que as simulações podem facilitar a aprendizagem de conceitos abstratos para os alunos.

Há que referir que, uma das grandes vantagens do uso de simulações no ensino do Equilíbrio Químico, é que muitas das experiências laboratoriais em sala de aula podem ser muito dispendiosas e o manuseamento de certos reagentes químicos torna-se perigoso, e, o uso de simulações é um método alternativo e muito mais barato. Portanto, segundo Fonseca (2006), de forma a reproduzir acontecimentos que não são observáveis de outro modo e tornar menos formais os conceitos, é importante recorrer a analogias e simulações computacionais.

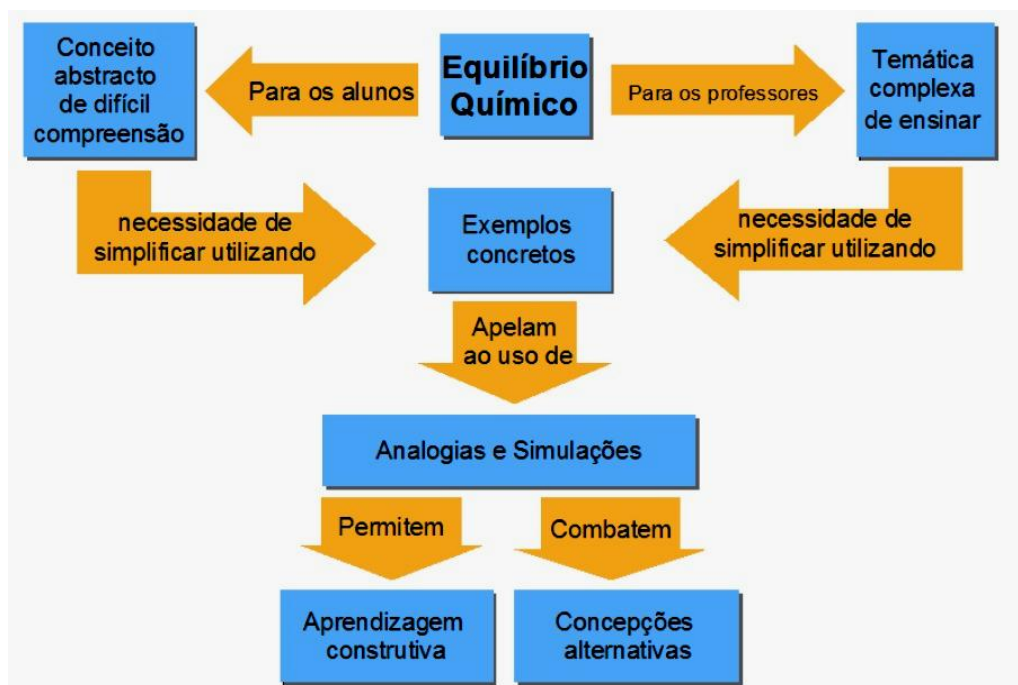


Figura 4.1 - Equilíbrio Químico e simulações (Fonseca, 2006, p. 125).

4.3.1. A Diversidade de recursos para o ensino de Equilíbrio Químico

Como referido anteriormente, na área da Química e, principalmente na temática do Equilíbrio Químico, existe uma variada gama de simulações computacionais e muitas sugestões de estratégias. No entanto, por mais diversificadas que sejam as estratégias e por muito que as simulações sejam utilizadas por alguns docentes no processo ensino - aprendizagem do Equilíbrio Químico, há que ter atenção a alguns fatores, nomeadamente, o fator resistência que muitos professores demonstram em relação ao uso das novas tecnologias e que poderá limitar a utilização dos recursos, por muito bons que sejam (Fonseca, 2006). É de notar que muitos professores são de uma geração mais antiga, e, muitos deles não cresceram na altura da tecnologia, cabe a esses professores e a outros que tenham mais dificuldade no manuseamento de computadores um esforço maior, bem como pela divulgação e pela organização de ações de formação das TIC no contexto educativo. Ainda existe alguns medos por parte dos professores em utilizar as novas tecnologias. Deste modo, é necessário que o docente saiba e estude as grandes vantagens das TIC, tendo sempre em conta que também existe desvantagens associadas a estas.

Segundo Pinto (2002) citado por Fonseca (2006), desde 1981 que alguns autores indicam que também muitos estudantes acusam vários graus de tensão relativamente à aprendizagem por computadores designada *computerfobia*.

Por outro lado, como estamos perante um cenário em que a quantidade de recursos é muito elevada, existe então outro fator muito importante: A qualidade dos recursos existentes. Ou seja, vários estudos demonstraram que existem muitos recursos de má qualidade e que não são eficazes. Contudo, segundo Fonseca (2006), os estudos apontam para a existência de bons resultados na utilização de recursos envolvendo simulações na área do Equilíbrio Químico. Por isso, quando se fazem pesquisas na *Internet* há que ter em conta a existência de material variado, um mais adequado que outro, e, por isso, um dos maiores desafios dos docentes é a seleção do material mais apropriado no processo ensino - aprendizagem. Nada garante que sejam os recursos mais efetivos os que estão ser mais utilizados. A estratégia de aplicação das simulações é outro dos fatores com possíveis implicações no insucesso da sua utilização (Fonseca, 2006).

4.3.2. Algumas simulações computacionais no ensino do Equilíbrio Químico - Guias exploratórios

Na temática do Equilíbrio Químico existe uma variada gama de simulações computacionais, e muitas sugestões de estratégias. Assim, nesta secção serão analisados alguns exemplos de simulações que podem ser utilizadas como recursos didáticos em sala de aula disponíveis online.

Segundo o autor Fonseca (2006) citado por Marques (2011, p. 39 e 40), as simulações computacionais no âmbito do Equilíbrio Químico podem-se dividir em três níveis de conteúdos:

- sobre a evolução do equilíbrio ao longo do tempo de reação, fornecendo os dados numéricos referentes à variação da concentração das espécies reagentes e ao deslocamento do sistema, por meio de representações variadas;
- representação microscópica do sistema, estabelecendo uma analogia entre as moléculas e pequenos pontos ou círculos coloridos;
- simulação macroscópica da evolução do sistema, representada através de reatores, deslocamentos de êmbolos, variações de cor, etc.

Algumas simulações contêm simultaneamente os diversos tipos de conteúdo.

Em primeiro lugar analisa-se uma simulação numérica simples disponível no link 1, o site aqui referido está disponível no link 2. Esta simulação é da autoria de David N. Blauch (1998).

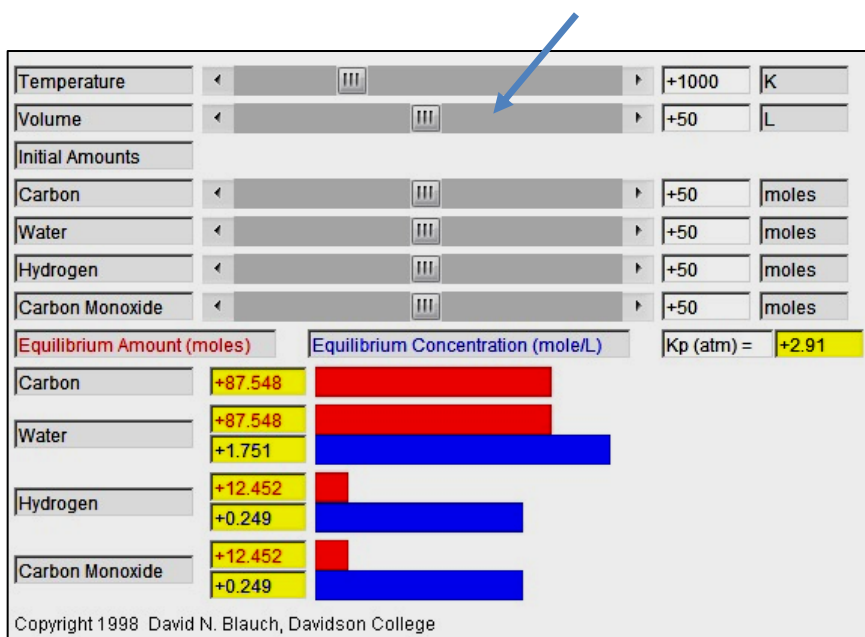


Figura 4.2 - Disponível em <http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html>.

Este recurso permite ao utilizador variar o número de moles iniciais de carbono, vapor de água, hidrogénio e monóxido de carbono, assim como a temperatura e volume do sistema (Figura 4.2). Quando se seleciona as condições pretendidas do sistema, este recurso calcula as concentrações em equilíbrio e o número de moles em equilíbrio. Estes valores são representados graficamente, em que, a barra vermelha representa o número de moles em equilíbrio do componente, e a barra azul representa a concentração em equilíbrio do componente. É importante referir que, nesta simulação, segundo Blauch (1998), os valores exibidos na simulação na barra vermelha (número de moles em equilíbrio) estão numa escala linear, e os valores da barra azul (concentração em equilíbrio) estão numa escala logarítmica.

Como todos os programas este recurso também apresenta algumas restrições tais como: a perceção visual do estado de equilíbrio do sistema não é claro, bem como a sua relação com as condições iniciais previamente selecionadas, tornando-se de difícil

compreensão. Contudo, este recurso apresenta alguns aspetos positivos, nomeadamente, boa acessibilidade e facilidade de manuseamento do programa.

Seguidamente apresenta-se outro recurso simples no âmbito das representações microscópicas do Equilíbrio Químico, da autoria de Greenbowe (2002) disponível no link 3, o site aqui referido está disponível no link 2.

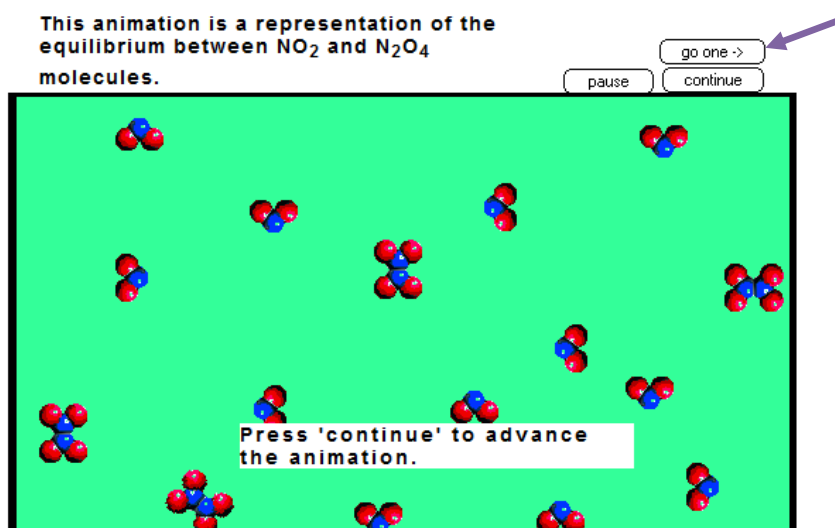


Figura 4.3 - Disponível em: <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>.

Ao escolher este recurso didático o utilizador apenas terá que carregar no botão “go one” repetidamente (Figura 4.3), onde aparecerá apenas informação qualitativa á medida que se progride no programa (Figura 4.4).

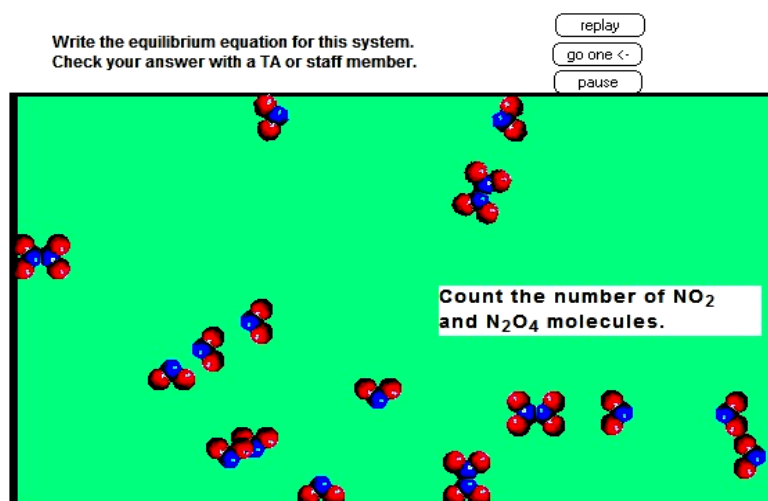


Figura 4.4 - Disponível em: <http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html>.

Este material contém algumas limitações, nomeadamente o facto de não permitir ao utilizador fazer opções e não poder explorar mais o recurso. A informação que é dada na simulação pode induzir o utilizador a pensar que os mecanismos reacionais envolvidos sejam demasiado simples, o que na realidade não são. Neste contexto, é importante realçar aos alunos que os choques entre as moléculas resultam diretamente na conversão de reagentes em produtos e vice-versa. Como vantagens do programa, poder-se-á realçar a facilidade de manuseamento e boa acessibilidade ao mesmo.

Em seguida, apresenta-se outro recurso na temática do Equilíbrio Químico no âmbito das representações microscópicas, bem como a alusão simultânea do que se passa macroscopicamente no sistema reacional, disponível no link 4, o site aqui referido está disponível no link 5.

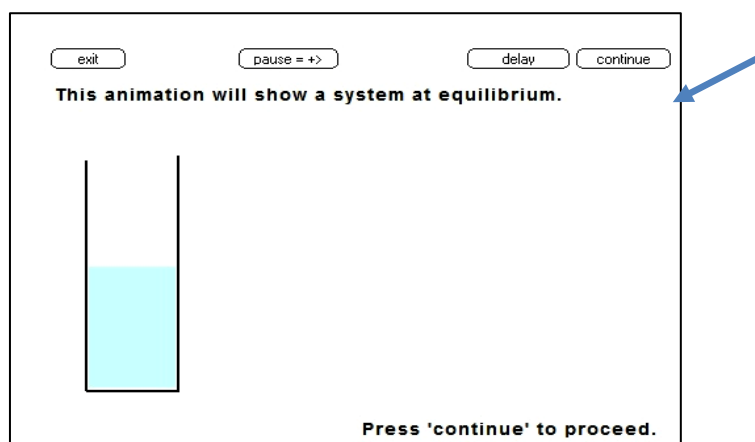


Figura 4.5 - Disponível em: <http://www.fq.ciberprof.com/CoCl2equilV8.html>.

Semelhante ao recurso anterior o utilizador apenas terá que carregar no botão “continue” repetidamente (Figura 4.5), onde aparecerá uma sequência de imagens animadas á medida que se evolui no simulador (Figura 4.6).

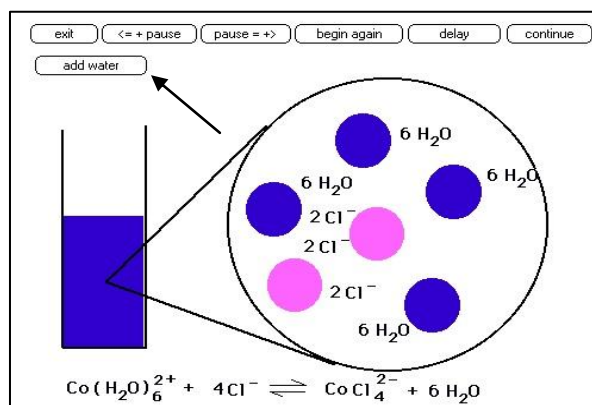


Figura 4.6 - Disponível em: <http://www.fq.ciberprof.com/CoCl2equilV8.html>.

Como referido no recurso anterior, também este possui algumas limitações, tais como: não permitir ao utilizador fazer opções, baixa interatividade com o programa, e não permite controlar variáveis.

Esta simulação pode ser referenciada aos alunos do 11º ano antes de realizarem a atividade experimental na temática Equilíbrio Químico em sala de aula, visto que parte da aula experimental retrata a simulação em questão. Se o professor pretender utilizar esta simulação para explicar parte da atividade experimental, poderá apresentar algumas questões aos alunos; algumas delas encontram-se explicadas detalhadamente no capítulo seguinte. Neste contexto, é importante realçar aos alunos que os círculos representam microscopicamente a solução.

Outra simulação computacional inserida no âmbito das representações microscópicas, bem como a alusão simultânea do que se passa macroscopicamente no sistema reacional, encontra-se uma simulação de Chang (2005) disponível no link 6, o site aqui referido está disponível no link 2.

Esta simulação é muito mais avançada que a anterior e, ao contrário das outras simulações computacionais aqui referidas, esta possui um orador inglês que vai explicando ao longo da simulação o que vai acontecendo ao sistema reacional em equilíbrio quando é sujeito a perturbações (variação de pressão, temperatura e concentração). Esta simulação pode ser referenciada em alunos do 11º Ano.

Guião Exploratório da simulação Chang (2005):

1º Passo: Ir para o site <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>, procure por simulações em Equilíbrio Químico e clique na opção como indica a figura 4.7.

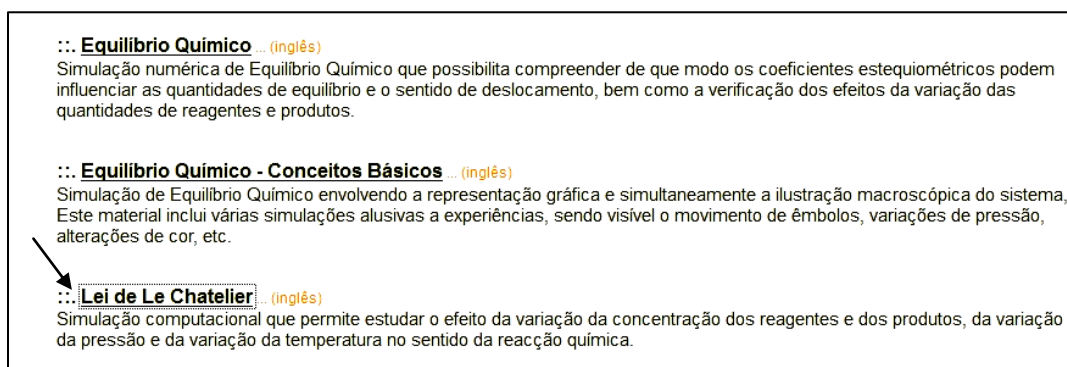


Figura 4.7 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

2º Passo: Seguidamente terá que esperar uns segundos até aparecer a seguinte imagem (Figura 4.8).

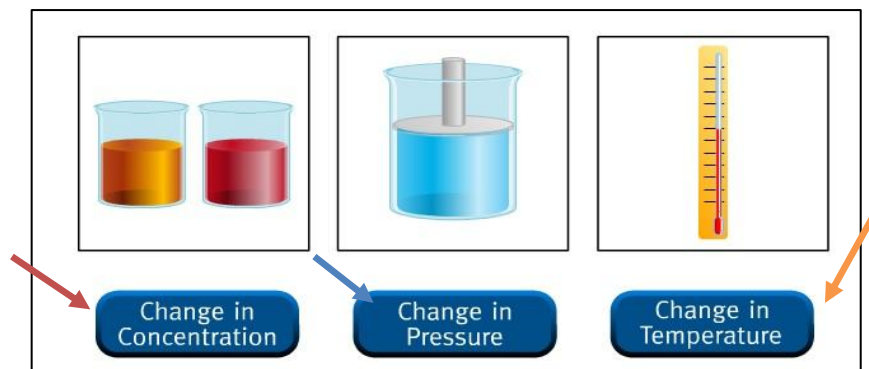


Figura 4.8 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

3º Passo: Se pretender verificar o efeito que a concentração tem a um sistema reacional em equilíbrio, basta clicar uma vez onde diz “Change in Concentration” (Figura 4.8) e terá que aparecer no seu monitor a seguinte imagem (Figura 4.9):

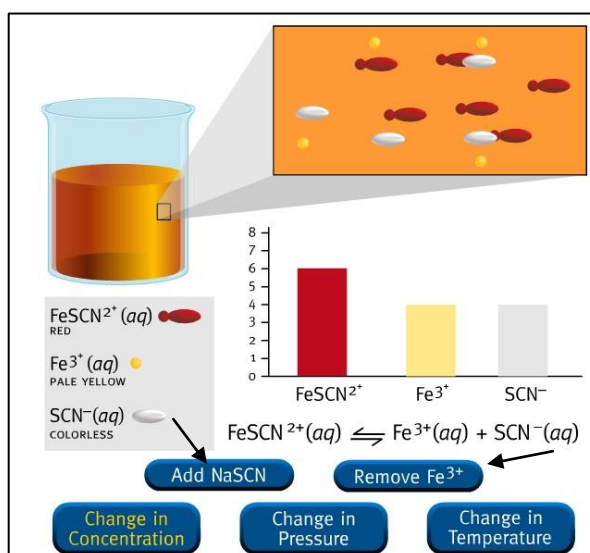


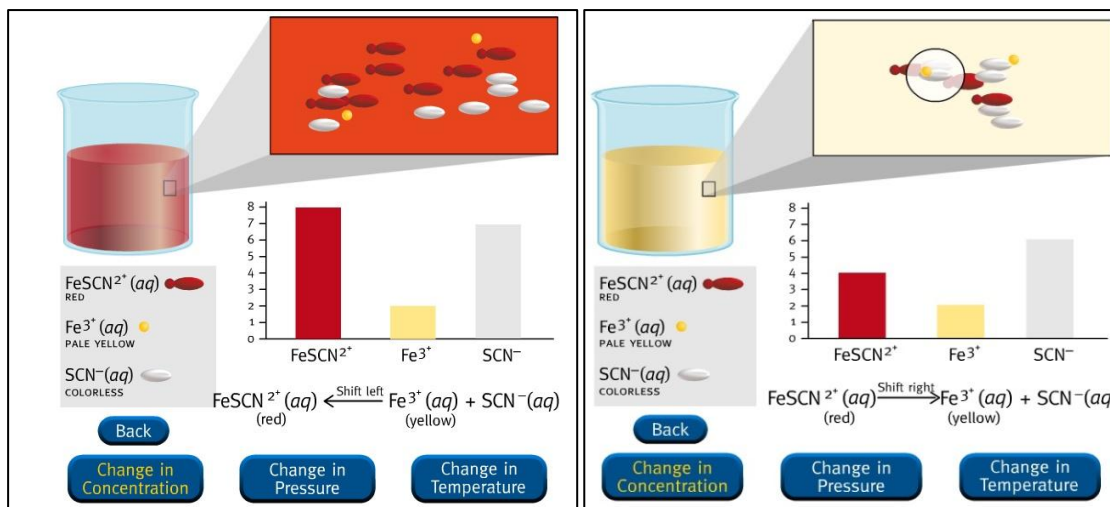
Figura 4.9 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

4º Passo: Antes de clicar na opção “Add NaSCN” e “Remove Fe³⁺”, o professor poderá questionar os alunos com as seguintes questões:

- Que efeito terá no equilíbrio uma variação de concentração causada por: adição NaSCN no sistema reacional. Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.
- Que efeito terá no equilíbrio uma variação de concentração causada por: remoção de iões Fe³⁺ no sistema reacional. Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.

5º Passo: Clique na opção “Add NaSCN”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.10). Seguidamente clique na opção “Back”, espere uns segundos.

Clique na opção “Remove Fe^{3+} ”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.11).



Figuras 4.10 e 4.11 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

5º Passo: Se pretender verificar o efeito que a pressão tem a um sistema reacional em equilíbrio, basta clicar uma vez onde diz “Change in Pressure” (Figura 4.8) e terá que aparecer no seu monitor a seguinte imagem (Figura 4.12):

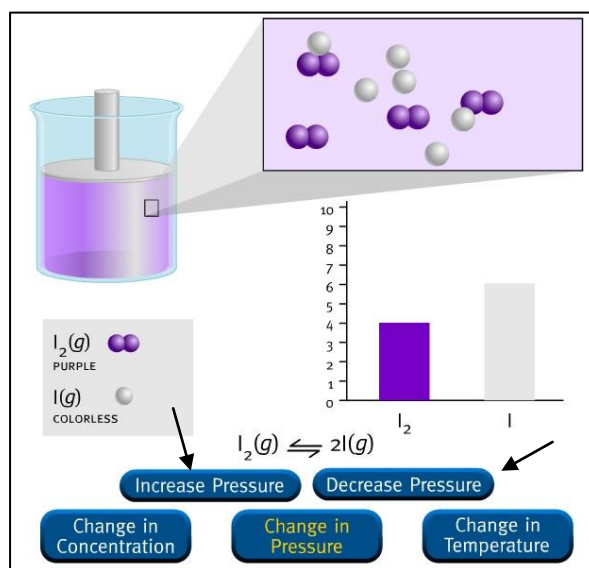
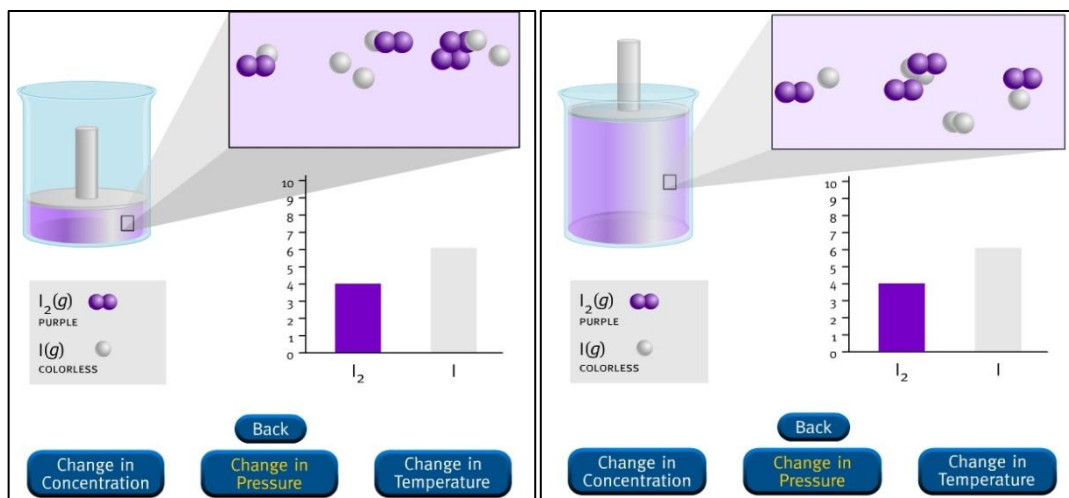


Figura 4.12 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

6º Passo: Antes de clicar na opção “Increase Pressure” e “Decrease Pressure”, o professor poderá apresentar aos alunos as seguintes questões:

- Que efeito terá no equilíbrio um aumento de pressão no sistema reacional? Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.
- Que efeito terá no equilíbrio uma diminuição de pressão no sistema reacional? Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.

7º Passo: Clique na opção “Increase Pressure”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.13). Seguidamente clique na opção “Back”, espere uns segundos. Clique na opção “Decrease Pressure”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.14).



Figuras 4.13 e 4.14 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

8º Passo: Se pretender verificar o efeito que a temperatura tem a um sistema reacional em equilíbrio, basta clicar uma vez onde diz “Change in Temperature” (Figura 4.8) e terá que aparecer no seu monitor a seguinte imagem (Figura 4.15):

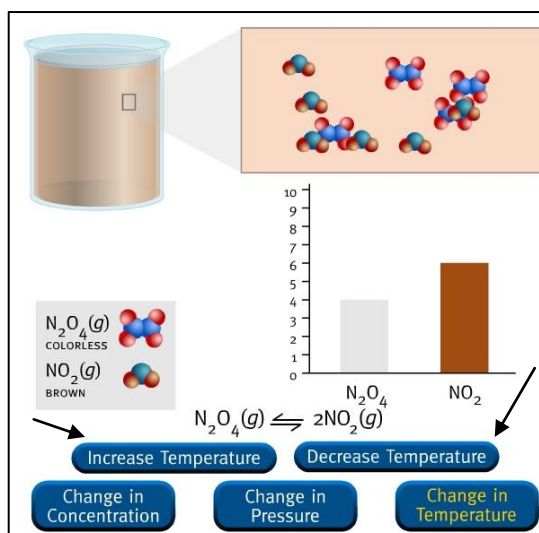


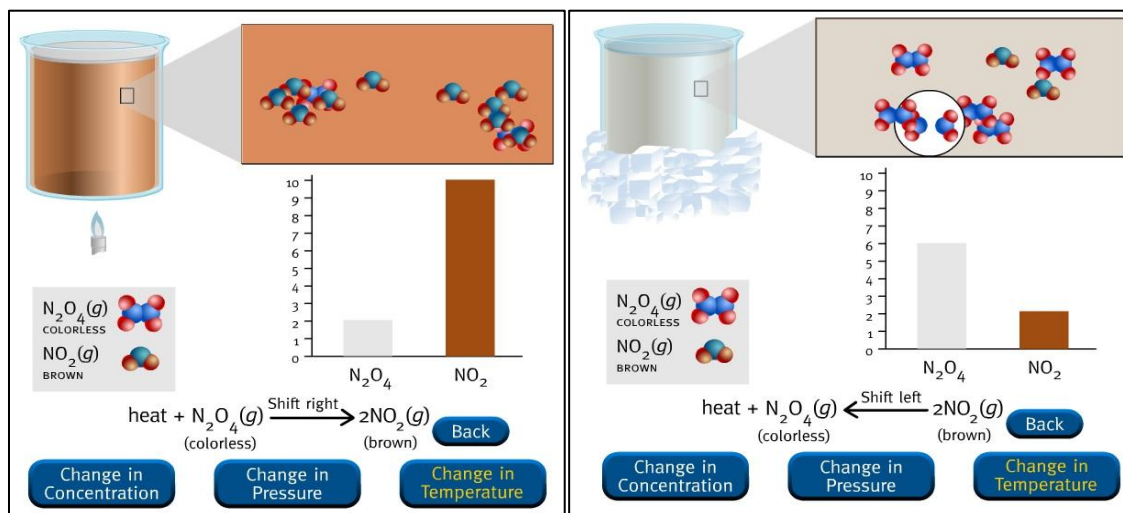
Figura 4.15 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

9º Passo: Antes de clicar na opção “Increase Temperature” e “Decrease Temperature”, o professor poderá questionar os alunos com as seguintes questões:

- Que efeito terá no equilíbrio um aumento de temperatura no sistema reacional? Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.

- Que efeito terá no equilíbrio uma diminuição de temperatura no sistema reacional?
Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.

10º Passo: Clique na opção “Increase Temperature”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.16). Seguidamente clique na opção “Back”, espere uns segundos. Clique na opção “Decrease Temperature”, observe atentamente a simulação e registre os resultados obtidos (Figura 4.17).



Figuras 4.16 e 4.17 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf.

Esta simulação é um bom recurso a usar em sala de aula, no entanto, como todas as simulações deve-se ter atenção a algumas limitações, tais como: nesta simulação computacional as moléculas encontram-se coloridas, o que poderá levar uma conceção errada aos alunos, assim, é importante realçar que as moléculas não têm cor. Outra limitação desta simulação é a ausência de unidades nos eixos do gráfico, pois sem a sua existência torna-se de difícil compreensão a exata quantificação de cada composto ou espécie.

No entanto, existe algumas vantagens neste simulador como por exemplo, os alunos, conseguem acompanhar muito bem o que ocorre a nível microscópico quando o sistema reacional em equilíbrio é sujeito a perturbações, bem como a nível macroscópico, pois envolve a mudança de cor nos sistemas usados. É importante realçar a facilidade de manuseamento do simulador e o acompanhamento do orador inglês que vai explicando o simulador, pois, na ausência do professor os alunos poderão utilizá-lo fora do contexto sala de aula.

Em seguida, apresenta-se outra simulação mais avançada que pode ser utilizada em alunos do 11º Ano. Ao contrário das outras simulações computacionais, esta introduz o conceito de constante de equilíbrio. Semelhante ao simulador anterior, esta também possui um orador em inglês que explica o conceito de equilíbrio e de constante de equilíbrio. Este simulador computacional é da autoria de Chang (2005) e encontra-se disponível no link 7, o site aqui referido está disponível no link 2.

Guião Exploratório da simulação Chang (2005):

1º Passo: Ir para o site <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>, procure por simulações em Equilíbrio Químico e clique na opção como indica a figura 4.18.

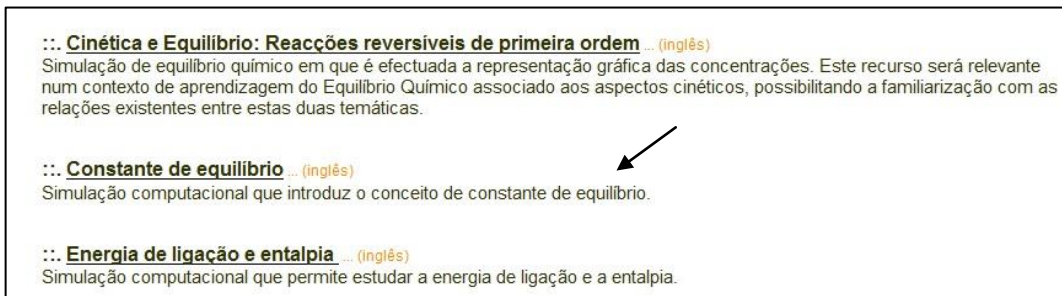


Figura 4.18 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

2º Passo: Seguidamente terá que esperar uns segundos até aparecer a seguinte imagem (figura 2). Numa primeira abordagem ao simulador o professor poderá questionar os alunos com as seguintes questões:

- Esta reacção é reversível ou irreversível? Justifique a sua resposta.
- Como pode ser definida a constante de equilíbrio?

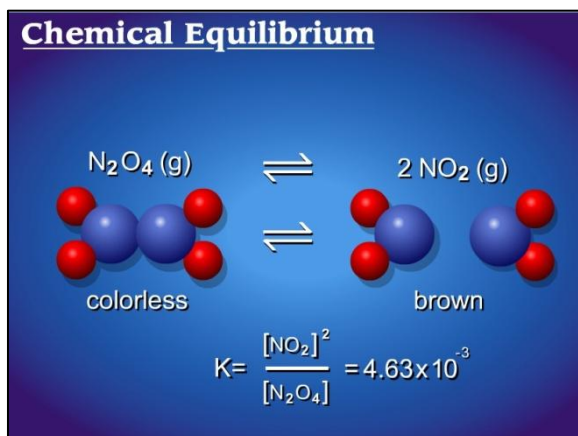
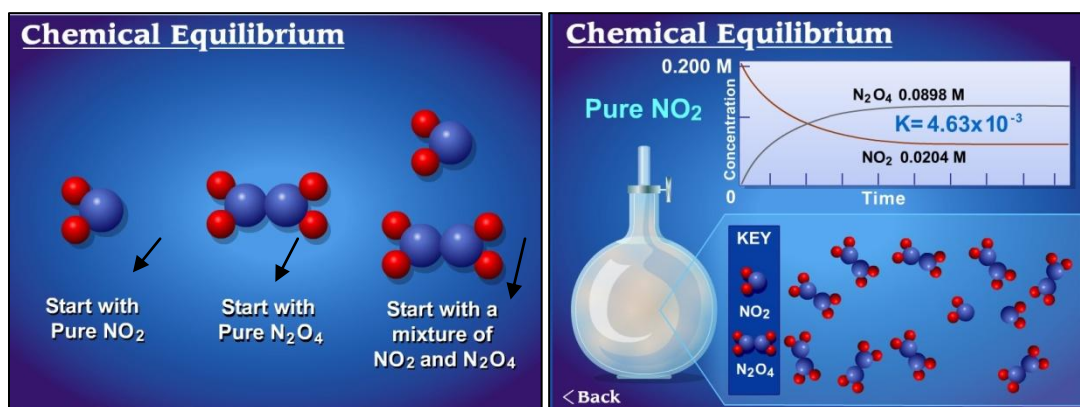


Figura 4.19 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

3º Passo: Passado alguns segundos, irá aparecer no seu monitor a seguinte imagem (Figura 4.20). Se pretender visualizar as variações das concentrações de NO_2 e de N_2O_4 com tempo, em que inicialmente só está presente NO_2 puro, clique em “Start Pure NO_2 ” (Figura 4.21), para voltar ao menu inicial clique em “Back”.



Figuras 4.20 e 4.21 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

4º Passo: Se pretender visualizar as variações das concentrações de NO_2 e de N_2O_4 com tempo, em que inicialmente só está presente N_2O_4 puro, clique em “Start Pure N_2O_4 ” (Figura 4.22), para voltar ao menu inicial clique em “Back”.

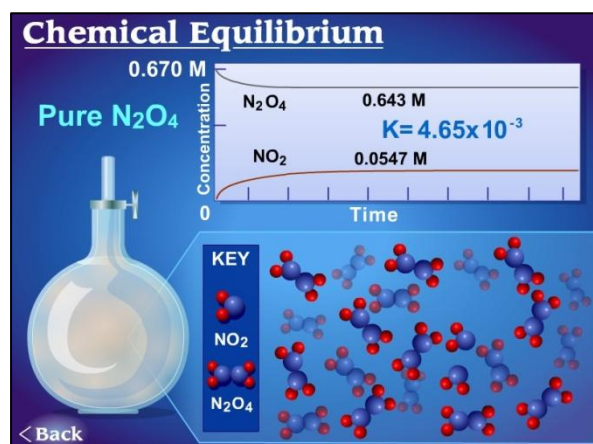


Figura 4.22 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

5º Passo: Se pretender visualizar as variações das concentrações de NO_2 e de N_2O_4 com tempo com uma mistura inicial de NO_2 e de N_2O_4 (Figura 4.23), clique em “Start With a mixture of NO_2 and N_2O_4 ”.

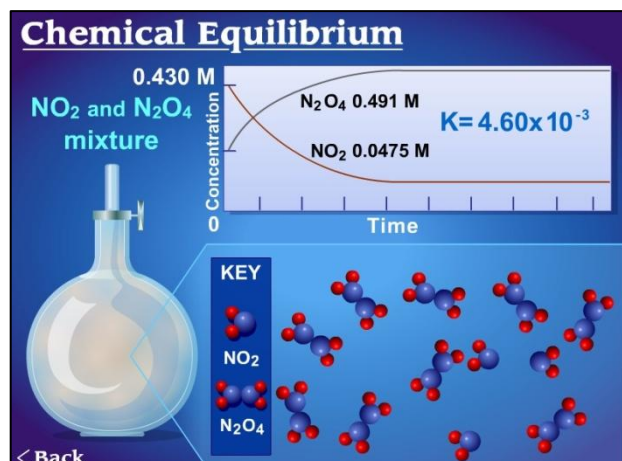


Figura 4.23 - Disponível em: http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf.

6º Passo: Depois de analisar as três situações, o professor poderá pôr aos alunos a seguinte questão:

- Quando é que se atinge o Equilíbrio Químico?

Esta simulação demonstra muito bem o conceito de Equilíbrio Químico e constante de equilíbrio e, pode ser utilizada em sala de aula de forma a reforçar os conceitos. Esta simulação está inserida no âmbito das representações microscópicas, fortalecendo as conceções de equilíbrio e, em que altura se atinge o estado de equilíbrio para as três situações pelo método da representação gráfica. Comparativamente à simulação anterior este simulador já possui unidades no gráfico, facilitando a interpretação dos gráficos.

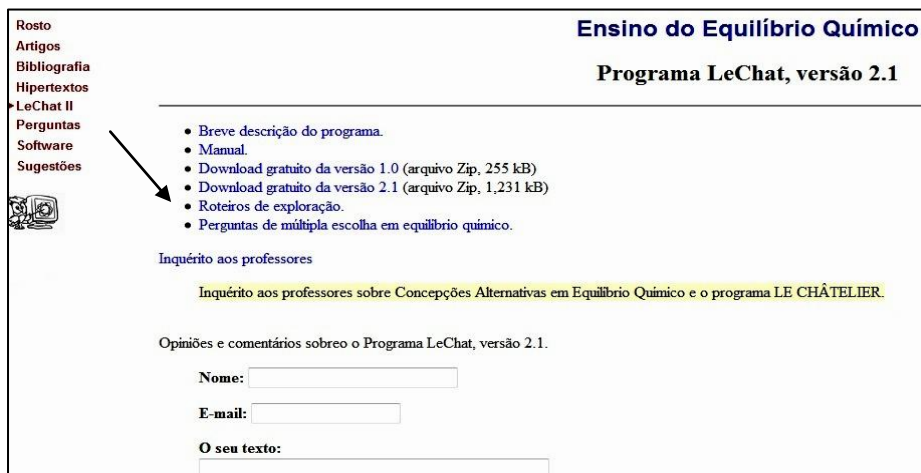
No entanto, como todas as simulações, também esta apresenta algumas limitações, como por exemplo: é importante explicar aos alunos que esta reação ocorre em sistema fechado, assim sendo, as moléculas de reagentes e produtos entram em colisão, até que se atinja o equilíbrio. A informação que é dada na simulação pode induzir o utilizador a pensar que os mecanismos reacionais envolvidos entre as moléculas sejam demasiado simples, o que na realidade não são, pois são mecanismos muito complexos.

Por último, analisa-se o programa “*Le Chat*”. Para Fonseca (2006), “*Le chat*” é um programa que ilustra o movimento microscópico até ao equilíbrio para reações em fase gasosa, assim como as alterações produzidas no estado de equilíbrio para uma dada perturbação de concentração, pressão parcial, temperatura ou volume.

Este *software* encontra-se disponível por *download* no link 8, o site aqui referido está disponível no link 2.

Guião Exploratório de roteiros de exploração do programa “Le Chat”:

1º Passo: Fazer o *download* do programa para o respetivo computador, como indicado na figura 4.24.



4.24 - Disponível em: <http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/>.

2º Passo: Quando o programa estiver instalado clique na opção onde está apontada a seta na figura 4.25.



Figura 4.25 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

3º Passo: Clique onde diz Roteiros de Exploração como indicado na figura 4.26.



Figura 4.26 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

4º Passo: Em seguida deve seleccionar o ano adequado para fazer o roteiro de exploração de quer por exemplo de 12º Ano ou Ensino Superior por exemplo.

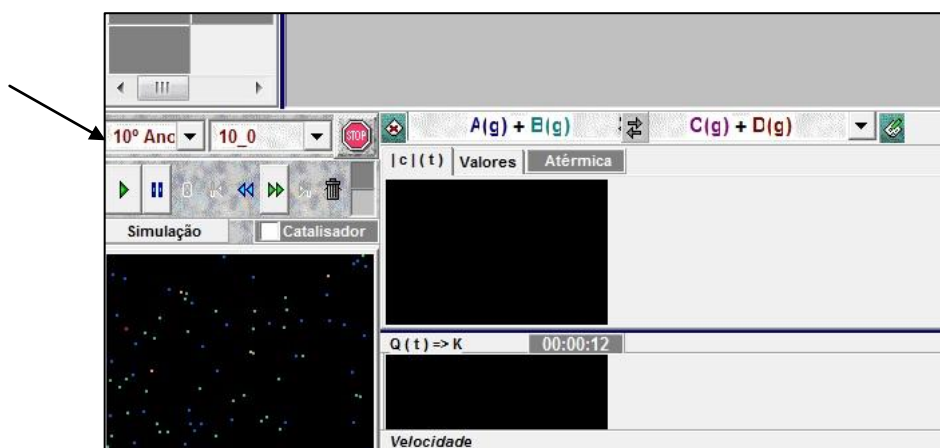


Figura 4.27 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

5º Passo: Seguir as indicações do roteiro de exploração como mostra a figura 4.28.

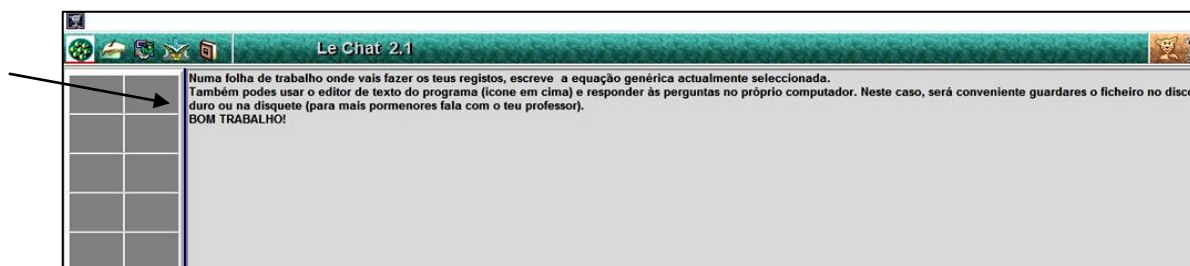


Figura 4.28 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

6º Passo: Quando clicar no botão ok, o roteiro de exploração dará início. Por exemplo (Figura 4.29): Responder á seguinte questão: Esta reação genérica corresponde a um sistema homogéneo ou heterogéneo? Responder onde está apontada a seta.



Figura 4.29 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

É importante realçar que o programa “Le Chat” oferece muitas mais opções, podemos controlar inúmeras variáveis como por exemplo: a temperatura, a concentração, o volume, entre outras, como indicado na figura 4.30.

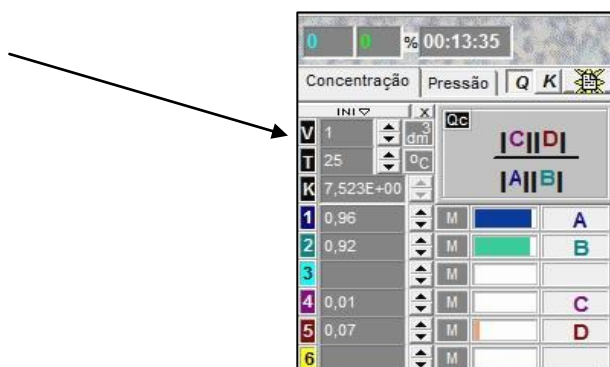


Figura 4.30 - Disponível em: http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqq_lechat2.html.

Segundo Moraes e Paiva (2006), a interface de interação inicial apresenta uma barra de menus e vários comandos que permitem explorar todas as potencialidades desta aplicação (Figura 4.31).

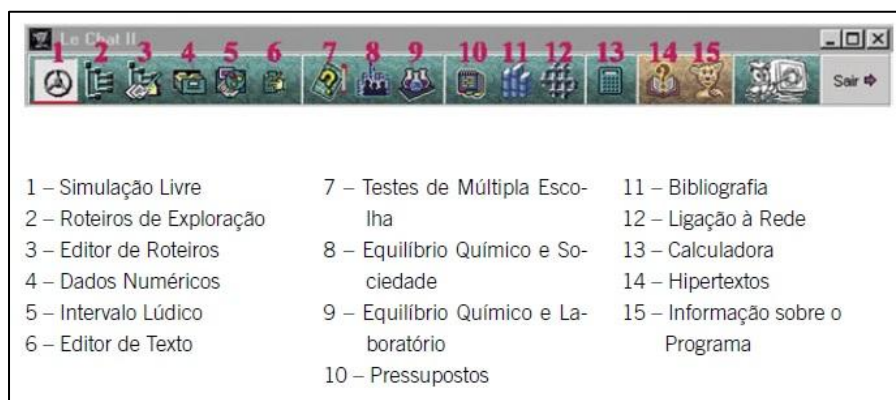


Figura 4.31 – Potencialidades do recurso (Paiva e Moraes, 2006).

Este programa bem como o guia exploratório de roteiros de exploração que se apresenta de seguida pode ser aplicado a alunos do ensino secundário (11º e 12º Anos) e ensino superior.

Apesar de ser um recurso muito mais completo e com muitas mais opções, como todos os programas, apresenta algumas restrições, tais como: as moléculas são representadas num tamanho muito elevado comparativamente ao real. Para o autor Fonseca (2006), a visualização da representação microscópica, usando modelos moleculares, é efetuada para uma única reação, que ocorre num passo elementar, com o intuito de evitar a formação de ideias erradas acerca do modo como ocorre a conversão de reagentes em produtos em reações com múltiplos passos.

Contudo, existe muitas vantagens neste programa como por exemplo, os alunos, quando estão a responder às perguntas, podem acompanhar a evolução gráfica das concentrações e velocidades das reações direta e inversa, bem como a visualização da representação microscópica. Existe também a possibilidade de colocar os alunos em interação, usando um roteiro de exploração. Os roteiros de exploração são um instrumento pedagógico muito precioso e indispensável junto dos alunos. Em grande parte, os roteiros de exploração deverão ser ferramentas capazes de estimular no aluno o gosto pela pesquisa, pela reflexão, o desejo de aprender e acima de tudo na construção do seu conhecimento. Os roteiros de exploração têm como principal objetivo estreitar a relação entre as peças de *software* educativo e os objetivos de aprendizagem que se pretendem desenvolver (Moraes e Paiva, 2006).

5. Atividades laboratoriais para o ensino do Equilíbrio Químico

O Equilíbrio Químico é uma temática muito difícil e exigente, desta forma, o referido estudo pretende encontrar alternativas didáticas que facilitem a aprendizagem dos alunos, de forma a superar as inúmeras dificuldades existentes.

Diversos autores encaram a Química como umas das áreas mais difíceis de aprender e ensinar argumentando que o seu entendimento é mais fácil quando são realizadas aulas laboratoriais (Casteleins, 2011). As atividades laboratoriais no ensino da Química têm sido aconselhada por diversos investigadores, pois, representam um recurso pedagógico muito importante no processo da construção do conhecimento dos alunos. “Experimentar” é sem dúvida uma palavra que desperta automaticamente o interesse nos alunos independentemente do ano escolar em que se encontram, pois, para além de aumentar a capacidade de aprendizagem, envolve os alunos tornando os conceitos científicos menos abstratos e muitos mais concretos.

Neste sentido, achou-se pertinente fazer-se uma investigação sobre as atividades laboratoriais que podem ser implementadas em contexto escolar no ensino do Equilíbrio Químico, referindo sempre as vantagens e limitações do estudo. As propostas das atividades experimentais podem ser inseridas no âmbito sala de aula ou atividades extracurriculares, como por exemplo: Clube de Física e Química da escola, entre outras.

5.1. A importância das atividades laboratoriais no ensino da Química

A Química é a ciência que estuda a matéria, as transformações químicas por ela sofridas e as variações de energia que acompanham estas transformações. Ela representa uma parte importante em todas as ciências naturais, básicas e aplicadas (Bueno et al, 2013, p.1). A Química só consegue evoluir através do método científico de trabalho que, em linhas gerais, desenvolve-se a partir de: observações de factos ou fenómenos ocorridos na Natureza, nos laboratórios, indústrias, realização de experiências, etc.

Nas últimas décadas, o uso de atividades experimentais no ensino de ciências tem sido discutida entre muitos autores na área de educação, sendo apontada como um recurso didático muito importante no desenvolvimento de saberes conceituais, procedimentais e atitudinais (Galiazzi et al, 2001, citado por Oliveira, 2010).

O objetivo da Química é compreender a Natureza, e as atividades experimentais proporcionam ao aluno uma compreensão mais científica das transformações que nela ocorrem. *Saber muitos nomes de fórmulas, decorar reações e propriedades, sem conseguir relacioná-los cientificamente com a Natureza, não é conhecer a Química. Essa não é uma ciência petrificada* (Farias et al, 2009, p.1).

O ensino da Química pode ser dividido em duas atividades: a prática e teórica. Segundo Bueno *et al* (2013), a atividade prática consiste no manuseio e transformação de substâncias nos laboratórios ou indústrias, ou seja, está inserido no nível macroscópico. A atividade teórica visa explicar a matéria, ou seja, a nível microscópico. Para melhorar o ensino da Química deve-se considerar a adoção de uma didática de ensino que privilegie as experiências laboratoriais como uma forma de obter dados da realidade, com o intuito dos alunos conseguirem fazer uma reflexão crítica do mundo e obterem um maior desenvolvimento cognitivo. Assim, através do envolvimento de forma ativa, criadora e construtiva com os conceitos abordados na sala de aula, obtém-se uma melhor dualidade entre a teoria a prática (Dominguez, 1975, citado por Farias *et al*, 2009).

Para Queiroz (2004) citado por Farias *et al* (2009), aprender a trabalhar com substâncias químicas e a observar uma dada experiência científica, proporciona um conhecimento muito mais definido para os alunos. As atividades experimentais possibilitam aos alunos uma melhor percepção de como a Química se constrói e se desenvolve.

As experiências no ensino da Química têm como objetivo melhorar a aprendizagem de determinados conceitos científicos, ou seja, muitos alunos conseguem aprender os conceitos mas em contra partida não sabem aplicá-los (Galiazzi *et al*, 2001). Muitas pesquisas referem que, o ensino experimental não é a resposta para todos os problemas do ensino das Ciências, no entanto, embora aconteça algumas vezes em sala de aula, é apontada como uma solução para melhorar algumas lacunas que faltem nesse ensino (Gil-Pérez *et al*, 1999, citado por Galiazzi *et al*, 2001).

Segundo Kerr (1963) citado por Galiazzi *et al* (2001), o ensino experimental recebeu um grande impulso no início da década de sessenta, e, nessa altura, os professores descreveram dez motivos para a realização de experiências na escola. Esses motivos são encontrados em inúmeras pesquisas, nomeadamente na pesquisa de Hodson (1998) citado por Galiazzi *et al* (2001), e são:

1. *Estimular a observação aperfeiçoada e o registo cuidadoso dos dados;*
2. *Promover métodos de pensamento científico simples e de senso comum;*
3. *Desenvolver habilidades manipulativas;*
4. *Treinar em resolução de problemas;*
5. *Adaptar as exigências das escolas;*
6. *Esclarecer a teoria e promover a sua compreensão;*
7. *Verificar factos e princípios estudados anteriormente;*
8. *Vivenciar o processo de encontrar factos por meio da investigação, para chegar aos seus princípios;*
9. *Motivar e manter o interesse na matéria;*
10. *Tornar os fenómenos mais reais por meio da experiência (Hodson, 1998c, p. 630, citado por Galiazzi *et al* 2001).*

Segundo o autor Galiazzi *et al* (2001), tudo começa com a observação: *“Quando a observação é realizada sob controle cuidadoso, ela é dignificada por um nome especial - uma sequência controlada de observações é chamada de experiência. Toda a ciência é construída através de resultados experimentais”* (Ibidem, p. 2, citado por Galiazzi *et al*, 2001, p. 253). Assim, podemos considerar como objetivos principais das atividades em Ciências: armazenar informação por meio da observação, organizar essas informações e procurar regularidades, questionar porque é que elas aparecem e, por último, informar as descobertas.

Contudo, existem alguns problemas associados à implementação do conhecimento científico na escola, nomeadamente devido ao facto desta se encontrar separada do método experimental. Este fenómeno pode acontecer devido a alguns problemas, tais como: a falta de materiais necessários para elaborar a experiência, a inexistência de bons laboratórios nas instituições de ensino, o programa é muito extenso (pouco tempo para dar aulas práticas), bem como a ausência de professores habilitados e realmente interessados em tornar as aulas práticas mais dinâmicas de maneira a facilitar a aprendizagem do aluno (Lins, *et al*).

O método experimental não pode ser separado da teoria, os dois complementam-se. A prática não é conseguida se os alunos não tiverem interiorizado a teoria, e a teoria sem a prática muitas vezes não permite que o aluno tenha uma absorção efetiva. *“Isso não implica dizer que todos os conceitos de Química possam ser elaborados experimentalmente, pois não seria possível já que exigiria tecnologia e aparelhagem que não estão disponíveis nas escolas. Porém o uso de atividades experimentais, mesmo que não seja de forma constante, pode trazer mudanças no quotidiano do aluno”* (Lins, *et al*).

Segundo o autor Guimarães (2009) citado por Santana *et al* (2011), para alcançar uma aprendizagem mais significativa e sólida, as aulas laboratoriais não podem ser conduzidas como uma *“receita de bolo”*, mas sim através da investigação, onde os alunos possam testar hipóteses, utilizando os seus conhecimentos prévios. Segundo Ausubel, citado por esse mesmo autor refere que, o que mais influencia na aprendizagem significativa é o que o aluno já sabe.

Em síntese, o ensino experimental na área da Química transformou-se num aspeto decisivo e fundamental para o indivíduo e para a sociedade, sendo um meio para a formação de um cidadão conhecedor e eficaz na tomada de decisões, concebendo melhorias na sua qualidade de vida para além de ser uma ferramenta muito relevante para que a sociedade possa compreender a Ciência no quotidiano (Santos e Schnetzler, 1996, citado por Sousa *et al*, 2012).

5.2. Regência Atividade Prático - Laboratorial APL 1.3: Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com íons de cobalto (II)

Na Escola Secundária /3 Quinta das palmeiras (ver anexo 1), no ano letivo 2012/2013, lecionaram-se algumas aulas na componente de Física (ver anexos 2, 3 e 4) e Química. Numa turma de 11º Ano (ver anexo 1) pôs-se em prática uma atividade prático - laboratorial, com o objetivo de estudar os efeitos que resultam da variação da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação e estudar a alteração do estado de equilíbrio, comprovando o princípio de Le Châtelier.

Consideraram-se os seguintes objetivos de aprendizagem: reconhecer o laboratório como um local de trabalho onde a segurança é fundamental na manipulação de material e equipamento; utilizar corretamente as medidas gerais e pessoais de segurança; estudar o efeito da variação da temperatura e da concentração no equilíbrio homogéneo.

De acordo com o que se pretendia prepararam-se os seguintes materiais didáticos: bata branca; quadro e marcadores; manual escolar; protocolo experimental (ver anexo 5); ficha de trabalho para consolidação de conhecimentos adquiridos (ver anexo 6); plano de aula (ver anexo 7).

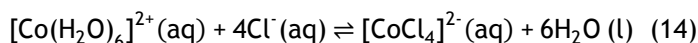
Esta atividade experimental dividiu-se em três partes fundamentais: a primeira consistiu na preparação da solução antes da aula e sem a presença dos alunos (no sentido de rentabilizar o tempo para o desenvolvimento da atividade). Na segunda parte testou-se o efeito da temperatura na progressão global de uma reação de equilíbrio com íons de cobalto (II). Na terceira parte verificou-se o efeito da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com os íons cobalto (II). Aqui incluíram-se quatro questões, nomeadamente, que efeito terá no equilíbrio uma variação de concentração causada por:

- Diluição?
- Adição de HCl concentrado?
- Adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
- Adição de AgNO_3 (aq)?

Salienta-se que, antes da atividade, foram elaboradas e resolvidas **questões pré-laboratoriais** no sentido de os alunos interiorizarem conceitos e noções científicos para um melhor envolvimento na atividade laboratorial:

1. Quais os cuidados que se devem ter ao longo desta atividade experimental?
2. A reação química global da atividade experimental é exotérmica ou endotérmica no sentido direto? Justifique.
3. Se tivermos um sistema reacional, em fase líquida (por exemplo em dois tubos *eppendorf* com solução aquosa de cloreto de cobalto), que procedimento deveremos efetuar no laboratório para: a) diminuir a sua temperatura? b) aumentar a sua temperatura?

4. “A sílica - gel é comumente usada em pequenas saquetas para diminuir o teor de humidade em vários produtos como por exemplo roupas e calçado e até mesmo em produtos alimentares uma vez que não é tóxica e não reativa. A sílica - gel contém milhões de pequenos poros capazes de reter água, conseguindo absorver até 40% do seu peso. Quando saturada em água, a sílica - gel pode ser reutilizada aquecendo-a até aos 150°C. Nos exsicadores usados no laboratório há necessidade de utilizar cristais de sílica - gel (cristais translúcidos incolores), que são recobertos com cloreto anidro de cor azul”. Ao fim de algum tempo, os cristais que se encontram dentro do exsicador adquirem a cor rosa, e são levados á estufa. Apresente uma justificação lógica para este procedimento e explique a mudança de cor.
5. Para uma reação reversível em sistema fechado, pode a extensão da reação ser alterada pela variação da temperatura do sistema? Justifique.
6. O aumento de temperatura num sistema onde ocorre a reação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ favorece a formação de C e D. Esta reação será exotérmica ou endotérmica? Justifique baseando-se no princípio de Le Châtelier.
7. O ácido clorídrico contém iões Cl^- , qual será o efeito sobre o Equilíbrio Químico seguinte:



quando se adiciona ácido clorídrico. Selecciona a(s) opção (ões) correta (s):

- Não vai haver qualquer alteração no Equilíbrio Químico.
- O sistema vai progredir no sentido direto.
- O sistema vai progredir no sentido inverso.
- Vai haver uma predominância da reação no sentido inverso.

No final da atividade foram apresentadas **questões pós - laboratoriais** onde os alunos puderam aplicar os conhecimentos adquiridos com a atividade:

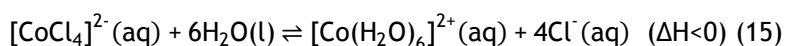
1. O que é um agente exsicante?
2. Qual o papel do cloreto de cobalto anidro adicionado à sílica - gel?
3. Como se explica a mudança de cor do cloreto de cobalto adicionado à sílica - gel?
4. Interprete a necessidade, em termos económicos e ambientais, de: recobrir os cristais de sílica-gel com cloreto de cobalto; levar à estufa os cristais de sílica - gel contendo cloreto de cobalto.
5. Explique em que medida as alterações observadas na cor correspondem às alterações esperadas com base no Princípio de Le Châtelier, em relação ao efeito da:
 - 5.1. Variação da temperatura;
 - 5.2. Variação da concentração, por:
 - 5.2.1. Diluição com água;
 - 5.2.2. Adição de HCl;
 - 5.2.3. Adição de $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ (s).

Antes de iniciar a preparação da solução, é importante saber que materiais e reagentes químicos se devem usar, nomeadamente:

- Balança de precisão $\pm 0,01$ g;
- Balão volumétrico de 25 mL;
- Conta - gotas;
- Espátula pequena;
- Funil pequeno;
- Proveta 25 mL;
- HCl concentrado;
- $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s);
- Água destilada.

O procedimento experimental da preparação da solução ocorreu da seguinte forma: pesou-se 3,00 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) e colocou-se num balão volumétrico, com auxílio de um funil. Mediu-se, com proveta graduada, 12 ml de HCl concentrado e adicionou-se ao $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) lentamente, pelo funil, de maneira a que os cristais do $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) se dissolvessem e caíssem para o balão volumétrico. Lavou-se a proveta com um pouco de água destilada e deitou-se a água de lavagem lentamente pelo funil de modo a dissolver algum cristal remanescente; continuou-se a deitar água pelo funil até que todos os cristais estivessem dissolvidos. Completou-se o volume do balão até 25 ml. No final, a solução apresentou-se com coloração azul - púrpura.

Quando se dissolve o CoCl_2 (s) em água, forma-se o ião complexo $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (aq) e iões Cl^- (aq). Por adição do HCl, pode formar-se o ião complexo $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ (aq), segundo a equação química:



Azul

Rosa

Para a segunda parte (realizada pelos alunos) da experiência foram utilizados os seguintes materiais e reagentes químicos:

- Copo 150 ml;
- Placa de aquecimento;
- Tubos de *eppendorf*;
- Gelo;
- Água;
- Solução preparada anteriormente.

O procedimento experimental da segunda parte ocorreu da seguinte forma: colocou-se a solução em dois tubos de *eppendorf*, e, sujeitou-se um deles a aquecimento num banho

de água quente e o outro num banho de água e gelo. Observou-se a variação de coloração de ambas as soluções (Figura 5.1).

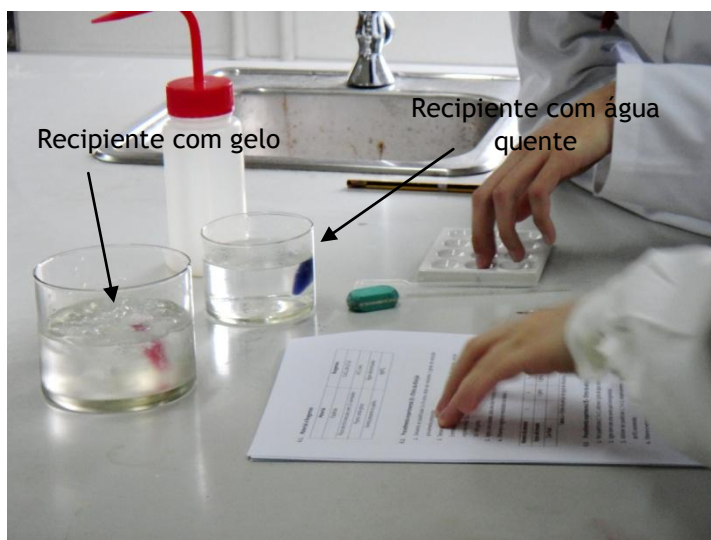


Figura 5.1 - Alteração da coloração das soluções com a variação da temperatura.

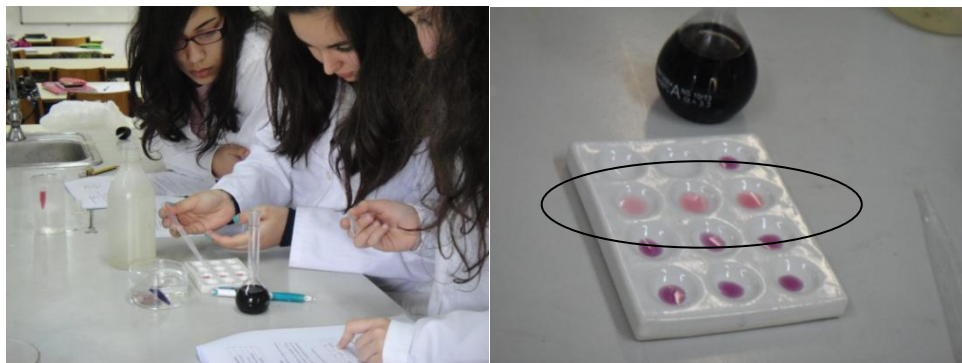
Quando se aqueceram os tubos a solução ficou azul. Este fenómeno acontece porque segundo o princípio de Le Châtelier quando sujeitamos uma perturbação ao sistema reacional, este evolui de maneira a contrariar essa perturbação. Como a reação é exotérmica no sentido direto, a reação vai progredir no sentido em que absorve energia e a temperatura baixa. Isto significa que a reação progride no sentido inverso, em que é endotérmica, adquirindo a tonalidade azul. Quando arrefecemos a solução, sucede o contrário, ou seja, o sistema evolui no sentido em que contraria a alteração provocada, a reação progride no sentido em que liberta energia e a temperatura aumenta. A reação progride no sentido direto, em que é exotérmica adquirindo tonalidade rosa. Segundo a reação química atrás referida (equação 15).

Para a terceira parte da experiência (realizada pelos alunos) foram utilizados os seguintes materiais e reagentes químicos:

- Espátula;
- Placa de microescala com 12 cavidades;
- Pipeta conta-gotas;
- Vareta pequena ou palito;
- $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s);
- HCl concentrado;
- Água destilada;
- AgNO_3 .

O procedimento experimental relativamente ao **efeito da diluição** ocorreu da seguinte forma: na placa de microescala com 12 cavidades, deixaram-se as quadrículas 5 e 9 vazias, e, deitaram-se nas restantes 2 gotas da solução previamente preparada; na quadrícula

1 adicionou-se apenas uma amostra da solução inicial (controlo); acrescentou-se água destilada com uma pipeta às quadrículas do seguinte modo: quadrícula 2 - uma gota; quadrícula 6 - duas gotas; quadrícula 10 - três gotas; agitou-se com cuidado cada uma das misturas, com uma vareta ou palito. Observou-se a variação da coloração das soluções para rosa (Figuras 5.2 e 5.3).



Figuras 5.2 e 5.3 - Alteração da coloração das soluções através do efeito de diluição.

Segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema em equilíbrio é sujeito a perturbações, neste caso, o aumento da concentração das moléculas de água faz com que o sistema se desloque no sentido de contrariar essa perturbação, diminuindo a concentração das moléculas de água, assim, a reação desloca-se no sentido direto adquirindo cor rosa (equação 15). Quando acontece o contrário, ou seja, diminuição da concentração das moléculas de água, a reação desloca-se no sentido de contrariar essa perturbação, aumentando a concentração da mesma, assim, a solução fica azul púrpura.

Seguiu-se o procedimento experimental, relativamente ao **efeito da adição de HCl concentrado**, que, ocorreu da seguinte forma: nas quadrículas 3, 7 e 11, adicionou-se 1 gota de água destilada; agitou-se com uma vareta para homogeneizar; juntou-se nas quadrículas 3, 7 e 11, respetivamente, 1 gota, 2 gotas e 3 gotas de HCl concentrado. Observou-se a variação de coloração de rosa para azul. A coloração rosa conseguiu-se devido à adição de água destilada e a coloração azul (final) à adição de HCl concentrado (Figura 5.4).



Figura 5.4 - Alteração da coloração das soluções através da adição de HCl.

Ao adicionar-se à solução HCl concentrado, segundo o princípio de Le Châtelier, quando um sistema reacional é sujeito a alguma perturbação, este evolui de maneira a contrariar essa perturbação. Neste caso vai haver um aumento da concentração de Cl^- , como consequência o sistema evolui de maneira a diminuir o excesso de Cl^- presentes na solução, sendo assim, a reação desloca-se no sentido inverso. A solução adquire assim uma tonalidade azul, segundo a reação química (equação 15) referida anteriormente.

Seguiu-se o procedimento experimental relativamente ao **efeito da adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$** , que ocorreu da seguinte forma: nas quadrículas 4, 8 e 12 adicionou-se 1 gota de água destilada; agitou-se com uma vareta para homogeneizar; nas quadrículas 4, 8 e 12, adicionou-se, respetivamente, pequenos cristais de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Observou-se a variação de coloração de rosa para azul (Figura 5.5).



Figura 5.5 - Alteração da coloração das soluções através da adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Quando adicionamos $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ à solução, segundo o princípio de Le Châtelier, quando um sistema reacional é sujeito a alguma perturbação, este evolui de maneira a contrariar a perturbação, neste caso vai haver um aumento da concentração de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, como consequência, o sistema evolui de maneira a diminuir a concentração de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ presentes na solução, sendo assim, a reação desloca-se no sentido inverso. A solução adquire, desta maneira, uma tonalidade azul, segundo a reação química (equação 15) atrás referida.

Por último, realizou-se a última parte da experiência, **efeito da adição de AgNO_3** , em que, o procedimento experimental ocorreu da seguinte forma: colocou-se numa cavidade da placa de microescala duas gotas da solução de cloreto de cobalto (II) preparada anteriormente; adicionou-se uma ou duas gotas de solução diluída de AgNO_3 e agitou-se com uma vareta. Verificou-se a variação de coloração para de azul - púrpura para rosa escuro (Figura 5.6). Alguns alunos obtiveram um rosa escuro, e outros, um rosa mais claro, este facto deve-se à diferença da quantidade de gotas que adicionaram da solução de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

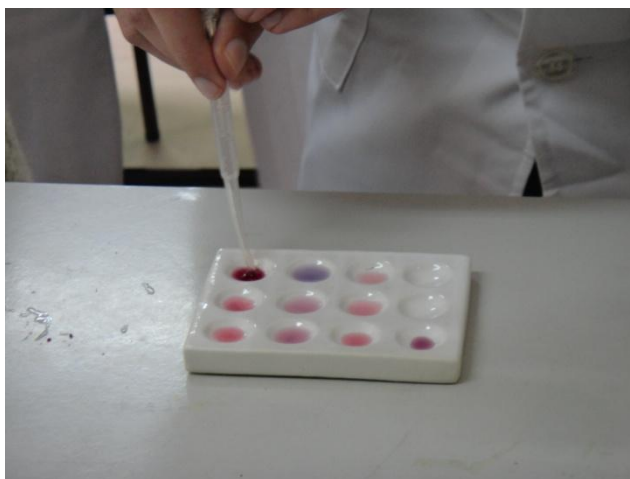


Figura 5.6 - Alteração da coloração das soluções através da adição de AgNO_3 .

Com a adição de AgNO_3 à solução de cloreto de cobalto (II), o íon prata vai reagir com o íon cloreto, conseqüentemente vai haver uma diminuição da concentração do íon cloreto. Segundo o princípio de Le Châtelier quando sujeitamos uma perturbação ao sistema reacional, este evolui de maneira a contrariar essa perturbação, neste caso se a perturbação é a diminuição da concentração Cl^- , o equilíbrio vai deslocar-se no sentido de aumentar a concentração Cl^- , segundo a equação 15.

O plano de aula foi cumprido, os alunos envolveram-se e participaram com entusiasmo na atividade prática - laboratorial e os objetivos propostos foram atingidos. Consideraram-se como aspectos menos positivos: a dificuldade de alguns alunos em entenderem a variação da temperatura num sistema reacional, aplicando os conhecimentos de reações endotérmicas e exotérmicas. Tudo isto se refletiu na dificuldade da resolução de algumas perguntas pré - laboratoriais.

O balanço final foi francamente positivo, os alunos gostaram muito da experiência, estiveram sempre muito motivados e empenhados. Eis algumas questões levantadas pelos alunos ao longo do desenvolvimento da atividade:

- *“Professora, se a reação é exotérmica no sentido direto pode-se dizer que o K_c aumenta?”*

- *“Quando se aumenta a temperatura do sistema, favorece a evolução no sentido da formação dos reagentes?”*

- *“O princípio de Le Châtelier só se aplica a esta atividade ou, podemos fazer mais experiências com base neste princípio?”*

Uma das formas de avaliar a eficácia das atividades laboratoriais é avaliar-se o grau/qualidade de conhecimentos adquiridos pelos alunos. Então, nada melhor que a aplicação de testes, nomeadamente, o pré-teste e o pós-teste, pelo que os mesmos se aplicaram a estes alunos (ver anexo 8). As questões foram avaliadas de acordo com as respostas dos alunos (certo, errado ou incompleto), e os resultados finais de classificação foram apresentados em gráficos, por questões e por alunos. Esta forma de representação gráfica dos dados permitiu analisar a distribuição e, conseqüentemente, a evolução dos

alunos, do pré-teste para o pós-teste. Optou-se, assim, por uma análise estatística comparativa. Passamos então à sua apresentação:

Fizeram parte do estudo, dez alunos de uma turma de 11º ano, 4 rapazes e 6 raparigas, com idades compreendidas entre os 16 e 17 anos.

O pré - teste foi aplicado ao início da aula laboratorial. Seguiu-se o desenvolvimento e exploração da atividade laboratorial e, por fim, os alunos resolveram o pós - teste.

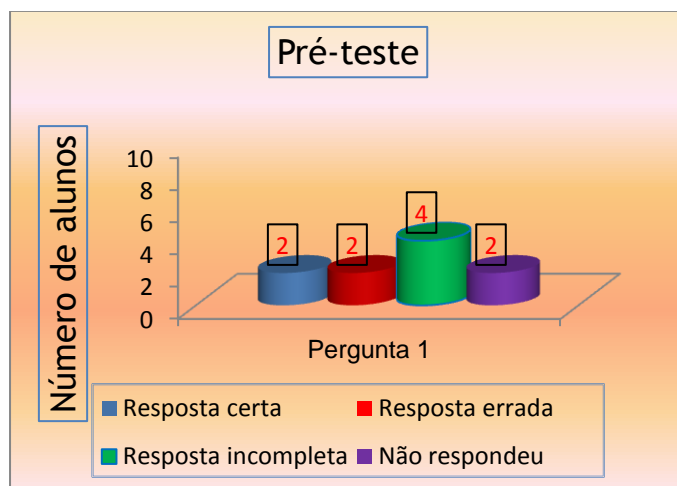


Gráfico 1 - Resultados da classificação referentes à primeira pergunta (Pré-teste).



Gráfico 2 - Avaliação global dos alunos na primeira pergunta, em termos percentuais (Pré-teste).

Relativamente à definição: “O que entendes por Equilíbrio Químico?”, apenas 2 alunos apresentaram a resposta certa e 4 apresentaram incompleta. Assim, pelos gráficos apresentados, observa-se que poucos alunos tinham uma noção bem estruturada do que é o Equilíbrio Químico.

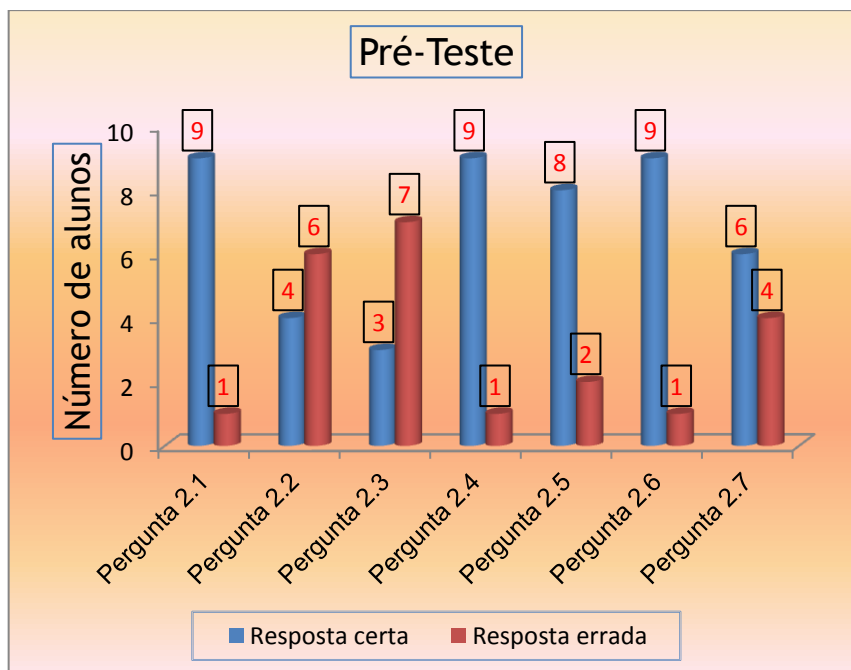


Gráfico 3 - Resultados da classificação referentes às segundas perguntas (Pré-teste).



Gráfico 4 - Avaliação global dos alunos nas segundas perguntas, em termos percentuais (Pré-teste).

Relativamente aos resultados das segundas questões verifica-se, maior número de alunos com resposta errada, nas questões: 2.2, 2.3 e 2.7. Estas questões exigem conhecimentos sobre as reações endotérmicas e exotérmicas, o que não se verificou em muitos dos alunos. Porém, nas questões, 2.1, 2.4 e 2.6, que tratam da constante de equilíbrio, da aplicação do princípio de Le Châtelier e da presença de um catalisador num sistema reacional em equilíbrio, verifica-se que parte significativa de alunos apresenta resposta certa.

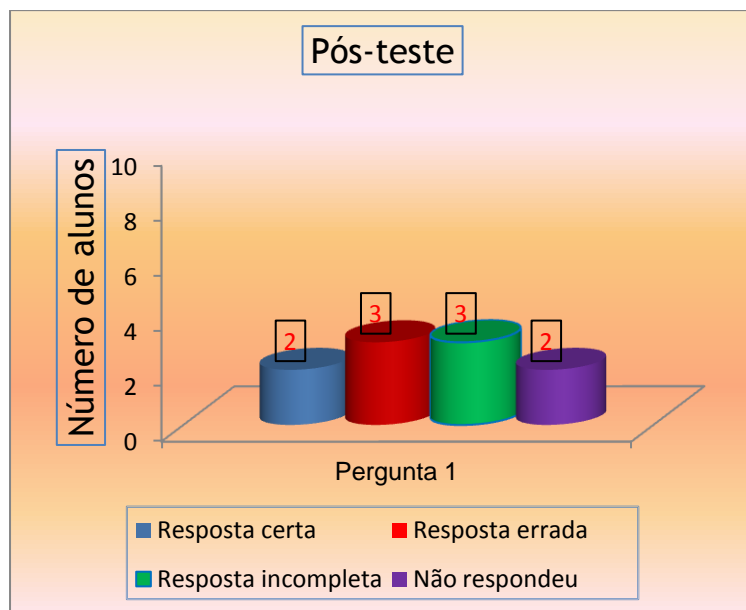


Gráfico 5 - Resultados da classificação referentes à primeira pergunta (Pós-teste).



Gráfico 6 - Avaliação global dos alunos na primeira pergunta, em termos percentuais (Pós-teste).

No pós - teste, relativamente à primeira questão, não houve evolução significativa. Os alunos não conseguiram estruturar uma definição correta para o Equilíbrio Químico, após a realização da atividade laboratorial. Estes resultados poderão estar relacionados com a dificuldade que por vezes alunos desta faixa etária sentem, em elaborar definições após uma atividade laboratorial.

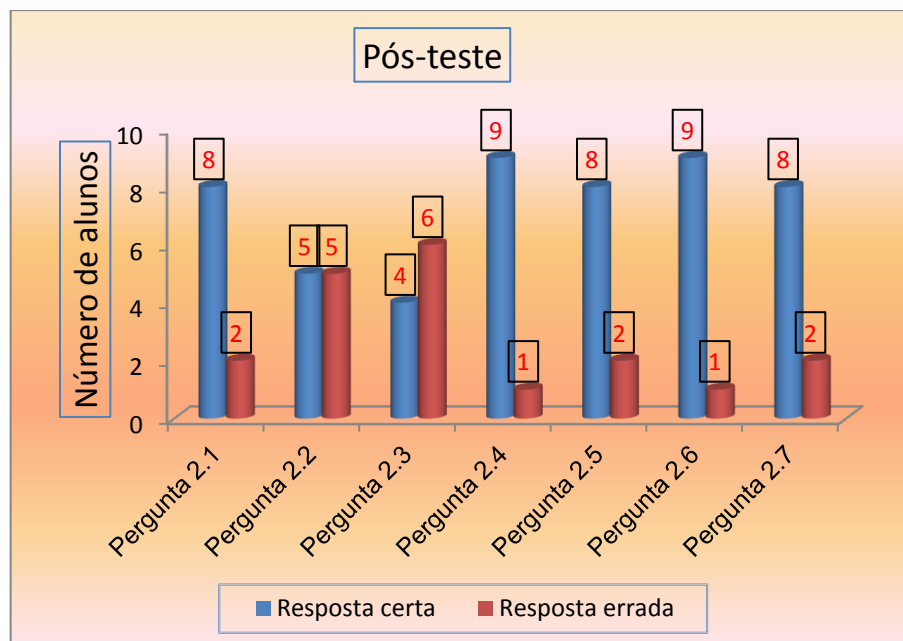


Gráfico 7 - Resultados da classificação referentes às segundas perguntas (Pós-teste).



Gráfico 8 - Avaliação global dos alunos nas segundas perguntas, em termos percentuais (Pós-teste).

Relativamente aos resultados das segundas questões, mantém-se maior número de alunos com resposta errada, nas questões: **2.2**, **2.3**. No entanto, aumentou o número de alunos com resposta certa na questão **2.7**. Pode-se concluir que os alunos perceberam que, quando a reação é exotérmica e diminui a temperatura do sistema, esta evolui no sentido da formação dos produtos. Relativamente às certas não houve alterações significativas.

No global, nas segundas questões, houve evolução na aprendizagem dos alunos com a atividade laboratorial, uma vez que o pré-teste apresenta 40% de respostas erradas e 60% de respostas certas. O pós - teste apresenta 27% de respostas erradas e 73 % de respostas certas.

5.3. Propostas de atividades em laboratório para o ensino do Equilíbrio Químico

Existem muitas atividades experimentais no âmbito do Equilíbrio Químico que podem ser desenvolvidas em contexto escolar que visam superar algumas dificuldades dos alunos. Estas atividades laboratoriais devem contribuir, de certa forma, para uma necessidade de utilizar estratégias inovadoras / reflexivas de forma a estimular e promover aprendizagens significativas em Química.

O presente estudo tem como objetivo promover a aprendizagem de conceitos referentes ao tema Equilíbrio Químico no 11º Ano usando uma estratégia que dê relevância ao trabalho laboratorial com o intuito de avaliar um conjunto de atividades laboratoriais propostas, reconhecendo evidências experimentais relevantes para o desenvolvimento conceptual dos alunos.

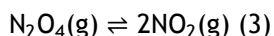
Neste contexto, procedeu-se a uma investigação laboratorial na Universidade da Beira Interior com o objetivo de verificar quais as vantagens e desvantagens de determinadas experiências relacionadas com o princípio de Le Châtelier. É importante que se proporcionem algumas questões metodológicas aos alunos no decorrer dos trabalhos práticos, e ainda, questões pertinentes que testam o seu poder de visualização e capacidade de relacionar e operacionalizar conceitos.

Como alternativas, para contornar as dificuldades identificadas na temática, propõem-se as seguintes experiências:

- Efeito da temperatura: equilíbrio entre o dióxido de azoto (NO_2) e o tetróxido de diazoto (N_2O_4);
- Efeito da concentração: equilíbrio da hidrólise do ião bicarbonato;
- Efeito ião comum: equilíbrio entre o cromato de potássio (K_2CrO_4) e os iões do ácido cítrico (limão) e o hidróxido de sódio (NaOH);
- Equilíbrio cromato - dicromato na presença de diferentes soluções;
- Equilíbrio do ião amónio na presença de diferentes soluções.

1ª Experiência - Efeito da temperatura: equilíbrio entre o dióxido de azoto (NO_2) e o tetróxido de diazoto (N_2O_4)

Um dos processos que envolvem o Equilíbrio Químico é a reação reversível que envolve o dióxido de azoto (NO_2) e o tetróxido de diazoto (N_2O_4):



A evolução desta reação pode ser facilmente controlada pois o N_2O_4 é um gás incolor enquanto que o NO_2 é castanho-escuro tornando-o visível no ar poluído (Chang, 2005).

Neste contexto, de forma a abordar os conceitos do Princípio de Le Châtelier em sala de aula, estudou-se a reação química que envolve a interconversão de dióxido de azoto em tetróxido de diazoto. Esta reação envolve uma espécie corada e uma incolor, permitindo a visualização direta da variação da composição da mistura reacional, e apresenta uma variação

de composição muito significativa a temperaturas próximas da ambiente, permitindo também a visualização de variações da composição da mistura reacional sem alterações muito drásticas das condições experimentais (Valente e Moreira, 2007). Segundo os autores Greenwood e Earnshaw (2005) citado por Valente e Moreira (2007, p.13) *o processo de equilíbrio acima referido pode ser visualizado como uma reação em que a dimerização do dióxido de azoto (molécula paramagnética, com um eletrão desemparelhado, formalmente associado ao azoto) ocorre por formação de uma ligação simples entre os átomos de azoto (com um comprimento de ligação de 175 pm), segundo a figura 5.7:*

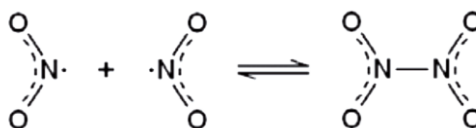
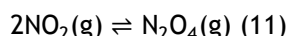


Figura 5.7 - Reação da dimerização do dióxido de azoto ocorre por formação de uma ligação simples entre os átomos de azoto (Valente e Moreira, 2007).

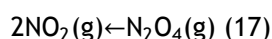
Traduzido pela equação química:



A reação direta é a transformação de dióxido de azoto, NO_2 (gás castanho-escuro) em tetróxido de azoto, N_2O_4 (gás incolor), e a reação inversa é a transformação de tetróxido de azoto, N_2O_4 , em dióxido de azoto, NO_2 . A constante de equilíbrio desta reação química, é dada por:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \quad (16)$$

No entanto, esta constante K_c é definida para a reação direta, em que o reagente é o NO_2 e o produto de reação é o N_2O_4 . Para a reação inversa temos:



Neste caso a constante de equilíbrio é expressa por (K_c'):

$$K_c' = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad (18)$$

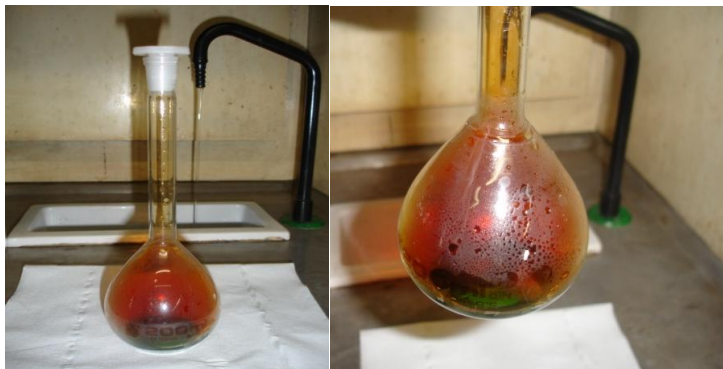
É importante que se faça esta abordagem teórica antes de iniciar a atividade experimental, pois, através desta os alunos terão uma melhor percepção de como decorre a reação química neste sistema reacional, nomeadamente, a explicação das constantes de equilíbrio em reações reversíveis.

Antes de iniciar a experiência laboratorial é importante que os alunos saibam que materiais e reagentes devem utilizar, nomeadamente:

- Fio de cobre (aproximadamente 1cm de comprimento);
- 1,5 mL de ácido nítrico (HNO_3) concentrado,
- Balão volumétrico de 200 mL;
- Gobelé;

- Pipeta graduada de (5 mL);
- Gelo;
- Água quente.

O procedimento experimental ocorreu da seguinte forma: num lugar bem ventilado (hotte), colocou-se o pedaço de fio de cobre no balão volumétrico e adicionou-se com uma pipeta graduada 1,5 mL de ácido nítrico concentrado. Seguidamente, tapou-se o balão volumétrico com a rolha deixando o gás formar-se dentro do balão.



Figuras 5.8 e 5.9 - Reação entre o ácido nítrico e o fio de cobre (formação de um gás castanho - escuro e um líquido verde no fundo do balão).

Ao adicionar o ácido nítrico no balão volumétrico, o ácido começa a reagir com o fio de cobre formando-se um gás com cor castanho-escuro e um líquido verde no fundo do balão (Figura 5.8 e 5.9).

Quando se estabelece o equilíbrio no sistema reacional, consegue-se demonstrar facilmente o princípio de Le Châtelier variando a temperatura do sistema, através da visualização das alterações ocorridas no deslocamento do equilíbrio. Neste contexto, colocou-se o balão volumétrico dentro de um recipiente com água quente (Figura 5.10) e logo de seguida num recipiente com gelo (Figura 5.11 e 5.12).



Figura 5.10 - Balão volumétrico aquecido num recipiente com água fervida.



Figuras 5.11 e 5.12 - Balão volumétrico num recipiente com gelo, ocorrendo a variação de coloração da solução.

Quando se coloca o balão num banho de água quente consegue-se notar a mudança significativa da coloração do conteúdo do balão volumétrico, verificando-se que por aquecimento se forma dióxido de diazoto (gás castanho-escuro, figura 5.10) a partir do gasto de tetróxido de diazoto (gás incolor). Seguidamente, o balão volumétrico colocou-se num recipiente com gelo e, em poucos segundos conseguiu-se notar a alteração significativa da coloração do conteúdo do balão volumétrico, confirmando a previsão de que por arrefecimento se forma mais tetróxido de diazoto (incolor, figura 5.11 e 5.12), a partir do gasto de dióxido de azoto (castanho-escuro).

Através da alteração da cor no sistema reacional consegue-se saber qual das reações é exotérmica e endotérmica. Ao colocar o balão num recipiente com gelo, o equilíbrio desloca-se no sentido em que liberta calor (exotérmico), adquirindo uma tonalidade mais clara. Por outro lado quando se coloca o balão em água muito quente, o equilíbrio desloca-se no sentido em que absorve calor (endotérmica), adquirindo uma tonalidade mais escura.

Questões Metodológicas:

- De que forma se pode concluir que o Equilíbrio Químico é um processo dinâmico? Justifique a sua resposta consoante o que observou nesta experiência laboratorial.
- Dos quatro fatores que afetam o Equilíbrio Químico só um deles pode alterar o valor da constante de equilíbrio. Qual deles é?
- Como varia a constante de equilíbrio na situação de arrefecimento e aquecimento no meio reacional?

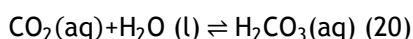
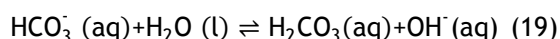
Esta atividade experimental é uma boa alternativa à experiência do manual escolar do 11º ano, descrita no ponto anterior. Ao executar esta atividade os alunos conseguem adquirir conhecimentos acerca do princípio de Le Châtelier e comprová-lo, usando-o como um

instrumento imprescindível para a previsão da variação da constante de equilíbrio de um sistema, através da variação da temperatura do meio reacional.

No entanto, como todas as experiências, também esta apresenta limitações, nomeadamente: o ácido nítrico é muito perigoso para ser manuseado por alunos do 11º ano, assim, cabe ao professor a tarefa de manusear o ácido com cuidado para todos os grupos de trabalho, evitando assim qualquer perigo que possa ocorrer dentro da sala de aula. Esta experiência só aborda um dos fatores que alteram o Equilíbrio Químico, por isso, para reforçar esta temática, o professor deverá fazer outras experiências de maneira a abordar os restantes fatores existentes.

2ª Experiência - Efeito da concentração: equilíbrio da hidrólise do ião bicarbonato

Um dos quatro fatores que afetam o equilíbrio químico é a variação da concentração num sistema reacional. Esta atividade experimental descreve o Equilíbrio Químico da hidrólise do ião bicarbonato, em que este é deslocado por um aumento da concentração do ácido carbónico (H_2CO_3) obtido pelas bolhas de dióxido de carbono na solução (Ferreira et al, 1997):



Antes de iniciar a experiência laboratorial é importante que os alunos saibam que materiais e reagentes químicos devem usar, nomeadamente:

- Gobelé de 200 mL;
- Kitasato;
- Uma mangueira que se adapte ao orifício lateral do kitasato;
- Parafilme;
- Uma espátula;
- Bicarbonato de sódio;
- Vinagre;
- Fenolftaleína;
- Água.

O procedimento experimental ocorreu da seguinte forma: em primeiro lugar adicionou-se 100 mL de água destilada ao gobelé, e, com a ajuda da espátula acrescentou-se um pouco de bicarbonato de sódio. Seguidamente, juntou-se umas gotas do indicador fenolftaleína observando-se a mudança de coloração para rosa, que é indicativa de pH básico (Figura 5.13).

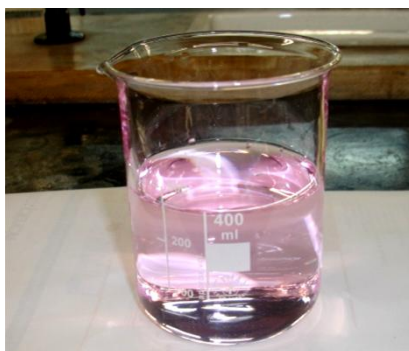
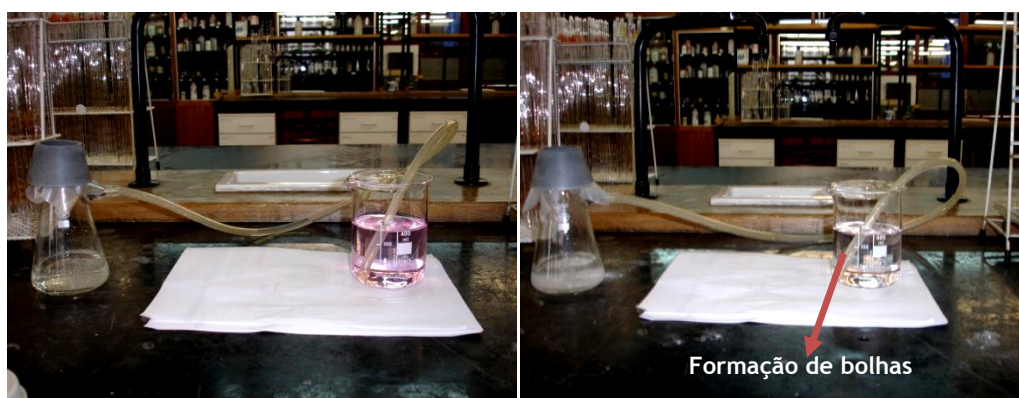


Figura 5.13 - Solução de bicarbonato de sódio com umas gotas do indicador fenolftaleína.

No kitasato, encaixou-se uma mangueira apropriada ao orifício mantendo a outra extremidade dentro da solução de bicarbonato de sódio no gobelé. Logo de seguida, adicionou-se cerca de 100 mL de vinagre e uma colher de bicarbonato de sódio, e, de maneira a não haver perdas de ar, tapou-se o kitasato com parafilme e uma borracha isolante.

Ao se dar a reação verificou-se libertação de dióxido de carbono pela formação de bolhas na solução (Figura 5.15).



Figuras 5.14 e 5.15 - Resultado da adição de vinagre na solução.

No início da atividade experimental a solução de bicarbonato de sódio adquire coloração rosa devido à formação dos iões OH^- na solução, através da hidrólise do ião bicarbonato (equação 19). A hidrólise causa também a formação do ácido carbónico, e, a libertação de dióxido de carbono na solução leva à formação desse gás, aumentando a sua concentração. Segundo o princípio de Le Châtelier sistemas em equilíbrio tendem a minimizar as perturbações sofridas de maneira a estabelecer novamente a situação de equilíbrio. Assim, o aumento de concentração do ácido carbónico faz com que o equilíbrio da hidrólise se desloque no sentido dos reagentes consumindo os iões OH^- , tornando a solução incolor (Figuras 5.14 e 5.15).

Questões Metodológicas:

- Porque é que a solução de bicarbonato de sódio passa de coloração rosa a incolor? Justifique segundo o Princípio de Le Châtelier.
- O que são indicadores ácido - base?

- Porque é que se usou a fenolftaleína em vez de outro indicador ácido - base?
- Faça uma pesquisa na literatura e apresente algumas vantagens do ião bicarbonato.

Através da variação da concentração do ácido carbónico no meio reacional, os alunos conseguem adquirir conhecimentos acerca do princípio de Le Châtelier. A componente prática desta atividade experimental torna-se apelativa e elucidativa para os discentes, através do processo de montagem e visualização de toda a reação química.

Esta experiência pode ser realizada com os alunos do 11º Ano. No entanto, como o Equilíbrio Químico vem em primeiro lugar no programa e só depois o tema ácido - base, esta atividade experimental deve ser executada na altura em que se leciona a matéria ácido - base visto que muitos conceitos são aqui explorados, e, apesar de muitos serem dados no 8º Ano é no 11º Ano que se aprofunda mais esta temática. Por outro lado, o professor poderá relembrar alguns conceitos dados no 8º Ano e realiza-la na altura que leciona a temática Equilíbrio Químico.

Outra sugestão que pode ser apresentada é ser realizada como uma atividade extracurricular para outros anos de escolaridade.

Uma limitação encontrada na realização da experiência passa pela adição de bicarbonato de sódio à água destilada, ou seja, quando se adicionou algumas gotas de fenolftaleína a solução não ficou logo com coloração rosa, e, com isto gastou-se um pouco mais de bicarbonato de sódio para ocorrer a alteração da coloração da solução.

Esta experiência só aborda um dos fatores que alteram o Equilíbrio Químico, por isso, para reforçar esta temática, o professor deverá fazer outras experiências de maneira a abordar os restantes fatores existentes.

Experiência 3 - Efeito ião comum: equilíbrio entre o cromato de potássio (K_2CrO_4) e os iões do ácido cítrico (limão) e o hidróxido de sódio (NaOH)

Esta experiência consiste num aumento da concentração de um dos iões presentes na solução de cromato de potássio (K_2CrO_4), neste caso concreto dos iões H^+ . Este facto é chamado de, efeito do ião comum. Na parte final da experiência aborda-se a situação inversa, ou seja, ao adicionar-se uma solução de hidróxido de sódio (NaOH) que contém iões OH^- ocorre a remoção dos iões H^+ , como consequência o equilíbrio desloca-se de maneira diferente.

Antes de iniciar a experiência laboratorial é importante que os alunos saibam que materiais e reagentes químicos devem usar, nomeadamente:

- Gobelé de 400 mL;
- Espátula;
- Água destilada;
- Cromato de potássio: K_2CrO_4 ;
- 1 Limão;
- Hidróxido de sódio (NaOH), 1,0 mol/L.

O procedimento experimental ocorreu da seguinte forma: preparou-se previamente uma solução de hidróxido de sódio 1,0 mol/L num balão de 100 mL. De seguida, adicionou-se água destilada ao gobelé, e, com a ajuda da espátula acrescentou-se um pouco de cromato de potássio (Figura 5.16). Seguidamente, cortou-se o limão em duas metades e adicionaram-se umas gotas de limão (Figura 5.17).



Figuras 5.16 e 5.17 - Solução de cromato de potássio antes, e após a adição de umas gotas de limão.

Logo de seguida, juntou-se mais uma colher de cromato de potássio ao gobelé, e, observou-se uma mudança de coloração da solução, passou de cor amarela a laranja (Figura 5.18).

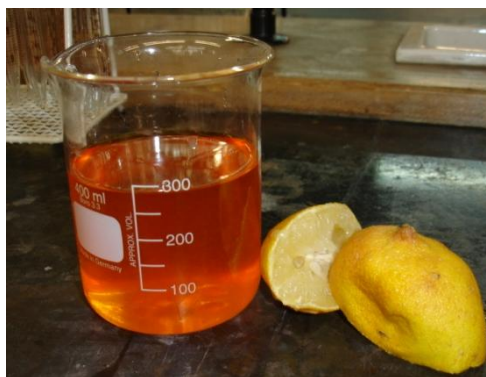
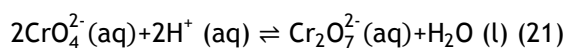


Figura 5.18 - Resultado da adição de uma pequena quantidade de cromato de potássio à solução.

Os limões contêm uma grande quantidade de ácido cítrico, conferindo-lhes um gosto ácido. Observando a seguinte equação verifica-se que:



Amarelo

Laranja

Como os ácidos são constituídos por iões H^+ , ao adicionar-se umas gotas de limão aumenta-se a sua concentração, provocando um deslocamento do equilíbrio para a direita. A solução torna-se então, cor de laranja.

Seguidamente, adicionou-se na mesma solução algumas gotas da solução de hidróxido de sódio, ocorrendo novamente uma alteração de coloração, neste caso de cor de laranja a amarelo (Figura 5.19).

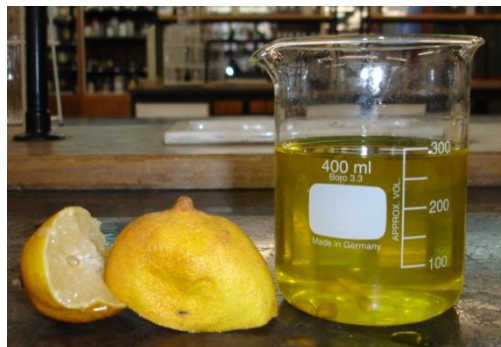
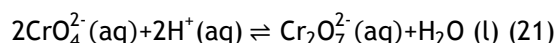
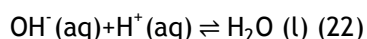


Figura 5.19 - Resultado da adição de NaOH à solução.

Este fenómeno acontece porque na solução de hidróxido de sódio existem iões OH^- , e, os iões H^+ presentes no equilíbrio são consumidos por esses iões. Como consequência da remoção dos iões H^+ o equilíbrio desloca-se para a esquerda, resultando a coloração amarela da solução.



Amarelo

Laranja

Questões Metodológicas:

- Complete as seguintes alíneas com as seguintes palavras: **ácida, neutra ou alcalina (básica)**.
 - Se $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \rightarrow$ a solução é _____;
 - Se $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \rightarrow$ a solução é _____;
 - Se $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \rightarrow$ a solução é _____.
- Porque é que a solução de cromato de potássio adquire coloração laranja quando se adicionou ácido cítrico? Justifique segundo o princípio Le Châtelier.
- Porque é que quando se adicionou NaOH adquiriu novamente coloração amarela? Justifique segundo o princípio Le Châtelier.
- Identifique o ácido correspondente em cada alínea:
 - Vinagre
 - Sumo de laranja
 - Coca-Cola
 - Aspirina
 - Vitamina C
- Faça uma pesquisa na literatura e indique algumas utilizações de cada uma das bases apresentadas:

- a) Amoníaco (NH_3)
- b) Hidróxido de magnésio $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- c) Hidróxido de alumínio $\text{Al}(\text{OH})_3$

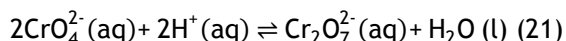
Através desta atividade experimental os alunos conseguem ter uma boa percepção de como é que se desloca o equilíbrio com o fator do ião comum. A partir da variação da coloração da solução, será mais fácil adquirir conhecimentos acerca do princípio de Le Châtelier.

Esta experiência pode ser realizada com os alunos do 11º Ano. No entanto, é preciso ter em conta que esta atividade experimental abrange alguns conceitos da temática ácido-base; assim, cabe ao professor relembrar alguns conceitos que foram dados no 8º Ano de escolaridade, ou então, fazer a experiência quando se lecionar esta temática. Outra sugestão que se pode apresentar é esta experiência poder ser realizada como atividade extracurricular em outros anos de escolaridade, visto ser uma experiência atrativa e não necessitar de muito material, por isso, pouco dispendiosa.

Esta experiência só aborda um dos fatores que alteram o Equilíbrio Químico, por isso, para reforçar esta temática, o professor deverá fazer outras experiências de maneira a abordar os restantes fatores existentes.

4ª Experiência - Equilíbrio cromato - dicromato na presença de diferentes soluções

Esta experiência consiste no equilíbrio dos iões cromato (CrO_4^{2-}) e dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). A reação do cromato CrO_4^{2-} (coloração amarela) para o dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (coloração laranja) é totalmente reversível. A reação que traduz o equilíbrio entre estes dois iões é dada por:



Antes de iniciar a experiência laboratorial é importante que os alunos saibam que materiais e reagentes químicos devem usar, nomeadamente:

- Pipetas de Pasteur;
- Gobelés;
- Balões volumétricos de 100 ml;
- Suporte de tubos de ensaio;
- Tubos de ensaio;
- Espátula;
- Água destilada;
- Cromato de potássio (K_2CrO_4), 0,1 mol/L;
- Dicromato de potássio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), 0,1 mol/L;
- Ácido clorídrico (HCl), 1,0 mol/L;
- Hidróxido de sódio (NaOH), 1,0 mol/L.

O procedimento experimental ocorreu da seguinte forma: em primeiro lugar, prepararam-se, previamente, as soluções referidas anteriormente, nos balões volumétricos de 100 mL. Seguidamente, colocou-se aproximadamente 20 gotas de cromato de potássio K_2CrO_4 num tubo de ensaio (tubo 1), e 20 gotas de dicromato de potássio $K_2Cr_2O_7$ noutro tubo de ensaio (tubo 2) (Figura 5.20). Observou-se a coloração de cada solução. Estes tubos serviram apenas para referência.

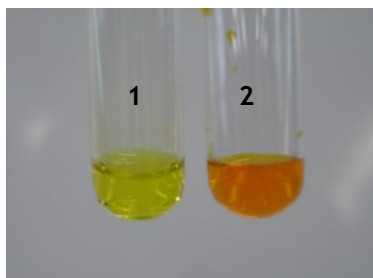


Figura 5.20 - Solução de cromato de potássio (tubo 1) e de dicromato de potássio (tubo 2).

Adicionou-se em dois tubos de ensaio novos, aproximadamente 10 gotas de K_2CrO_4 (tubo 3) e $K_2Cr_2O_7$ (tubo 4). De seguida, acrescentou-se, gota a gota, NaOH alternadamente em cada um dos tubos até ocorrer a mudança de coloração das duas soluções (Figura 5.21). Estas soluções foram guardadas para a adição do ácido clorídrico.

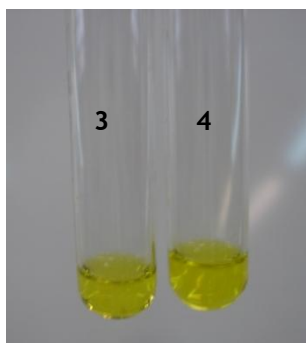


Figura 5.21 - Resultado da adição de NaOH às soluções nos tubos 3 e 4.

Repetiu-se o procedimento anterior com dois novos tubos de ensaio, mas, em vez de adicionar o NaOH acrescentou-se HCl gota a gota em cada um dos tubos até se verificar a alteração de coloração num dos tubos (Figura 5.22). Guardou-se essas duas soluções para a etapa seguinte.



Figura 5.22 - Resultado da adição de HCl às soluções de cromato de potássio e dicromato de potássio.

Nos tubos anteriores acrescentou-se gota a gota NaOH, até a alteração da cor num dos tubos. Observou-se a cor final das duas soluções (Figura 5.23).

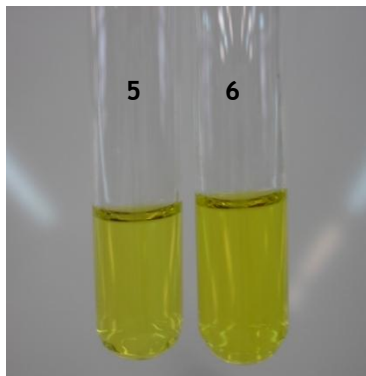


Figura 5.23 - Resultado da adição de NaOH aos tubos 5 e 6.

Nos tubos de ensaio 3 e 4 adicionou-se gota a gota HCl, até ocorrer alteração da coloração (Figura 5.24).

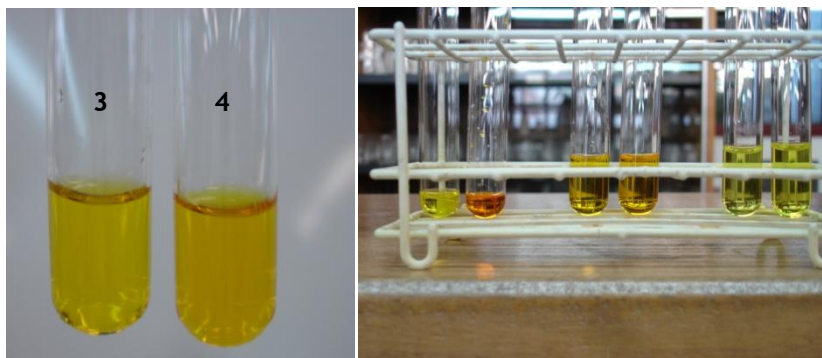


Figura 5.24 e 5.25 - Resultado da adição de HCl aos tubos 3 e 4. Suporte de tubos de ensaio com as várias soluções da experiência laboratorial.

Nesta experiência, quando se adiciona HCl à solução de K_2CrO_4 ocorre a alteração de coloração na solução, de amarelo para laranja. Por outro lado, quando se adicionou NaOH à solução de $K_2Cr_2O_7$, a solução passou de coloração laranja para amarelo. Este fenômeno acontece porque os íons CrO_4^{2-} e $Cr_2O_7^{2-}$ quando estão em solução, estabelecem um Equilíbrio Químico. Neste equilíbrio, os íons CrO_4^{2-} que têm coloração amarela transformam-se em $Cr_2O_7^{2-}$, e, os íons $Cr_2O_7^{2-}$ que têm coloração laranja, transformam-se em CrO_4^{2-} . Uma diminuição de pH favorece a formação do $Cr_2O_7^{2-}$, e por isso a adição do HCl tornou a solução com coloração laranja. Ou seja houve um deslocamento no equilíbrio no sentido de formação do $Cr_2O_7^{2-}$. Um aumento de pH favorece a formação do CrO_4^{2-} , e por isso a adição do NaOH tornou a solução com coloração amarela.

Questões Metodológicas:

- Quando se adiciona NaOH à solução de $K_2Cr_2O_7$, a solução adquire que cor? Justifique a alteração de coloração segundo o princípio de Le Châtelier.

- Quando se adiciona HCl à solução de K_2CrO_4 , a solução adquire que cor? Justifique a alteração de coloração segundo o princípio de Le Châtelier.
- Quais os cuidados que se deve ter no manuseamento do ácido clorídrico, hidróxido de sódio, cromato de potássio e dicromato de potássio?

Através desta atividade experimental, os alunos conseguem avaliar a influência da concentração no Equilíbrio Químico (Princípio de Le Châtelier) comprovando-o com a variação da cor no sistema reacional.

Esta experiência pode ser realizada com alunos do 11º Ano. No entanto, como o Equilíbrio Químico vem em primeiro lugar no programa e só depois o tema ácido - base, esta atividade experimental deve ser executada na altura em que se leciona a matéria ácido - base visto que muitos conceitos são aqui desenvolvidos e explorados. Outra sugestão a considerar é que para ser utilizada como atividade experimental não se torna muito aconselhável, devido ao facto de ser preciso algum material na preparação de soluções, existem experiências mais simples que podem ser realizadas.

Por último, é importante o professor referir o cuidado que se deve ter no manuseamento dos reagentes químicos, devido ao facto de serem bastantes perigosos.

Esta experiência só aborda um dos fatores que alteram o Equilíbrio Químico, por isso, para reforçar esta temática, o professor deverá fazer outras experiências de maneira a abordar os restantes fatores existentes.

5ª Experiência - Equilíbrio do ião amónio na presença de diferentes soluções

O amoníaco é um gás incolor que se dissolve facilmente em água. A sua fórmula química é NH_3 . O amoníaco (NH_3) é uma base fraca, que em contacto com a água ioniza-se formando os iões NH_4^+ e OH^- , conforme o seguinte equilíbrio:



Este composto inorgânico é muito importante a nível industrial, nomeadamente: no fabrico do ácido nítrico e de ureia, produtos farmacêuticos, é também usado a nível agrícola, sob a forma de adubos azotados, a nível doméstico e em alguns produtos de limpeza (Figura 5.26) (Valente e Moreira, 2008).



Figura 5.26 - Sonasol, disponível em: <http://revistasauchoje.blogspot.pt/2013/04/sonasol-renova-sua-gama-tradicional-e.html>.

Quando se adiciona fenolftaleína (substância utilizada como indicador de pH, pois, torna-se com coloração rosa em meio básico e incolor em meio ácido ou neutro) a uma solução de amônia, a coloração passará de incolor para rosa, devido à liberação dos íons OH^- .

Antes de iniciar a experiência laboratorial é importante que os alunos saibam que materiais e reagentes químicos devem usar, nomeadamente:

- Suporte de tubos de ensaio;
- Tubos de ensaio;
- Pipetas de Pasteur;
- Espátula;
- Balão volumétrico de 100 mL;
- Solução de fenolftaleína;
- Água destilada;
- Amoníaco concentrado (NH_3);
- Ácido clorídrico (HCl), 1,0 mol/L;
- Cloreto de amônio (NH_4Cl);
- Fenolftaleína.

O procedimento desta atividade experimental ocorreu da seguinte forma: Preparou-se previamente uma solução de amônia. Esta preparação consistiu na adição de 4 gotas de uma solução concentrada de amoníaco em 100 mL de água destilada, seguida com a adição de 3 gotas de solução de fenolftaleína (Figura 5.27). A solução de ácido clorídrico já se encontrava preparada da experiência anterior.



Figura 5.27 - Solução de amoníaco com o indicador pH fenolftaleína.

Seguidamente colocou-se 5 mL da solução anterior num tubo de ensaio e dissolveu-se uma pequena quantidade de cloreto de amônio sólido. A solução passa de coloração rosa a incolor (Figura 5.28 e 5.29).

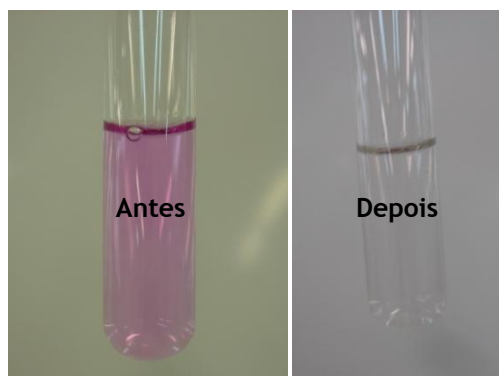


Figura 5.28 e 5.29 - Resultado da adição de uma pequena quantidade de cloreto de amônio sólido à solução de amoníaco.

Por último colocou-se 5 mL da solução de amónia noutro tubo de ensaio e adicionou-se algumas gotas da solução do ácido clorídrico. Como na experiência anterior, a coloração passou de rosa a incolor (Figura 5.28 e 5.29).

Nesta atividade experimental a adição de cloreto de amónio sólido à solução conduz a um aumento da concentração de iões NH_4^+ devido à dissociação do sal. Os iões NH_4^+ participam no equilíbrio de dissociação da amónia, e, um aumento na sua concentração provoca o deslocamento desse equilíbrio no sentido de consumir o excesso de NH_4^+ adicionado. Consequentemente, a concentração de OH^- diminui e a solução deixa de ser alcalina, podendo ser evidenciado pelo desaparecimento da coloração rosa.

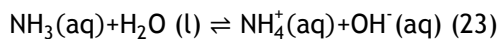
A adição de HCl (ácido clorídrico) á solução conduz a um aumento da concentração de iões NH_4^+ , devido ao processo de ionização do ácido. Os iões NH_4^+ participam do equilíbrio de dissociação da amónia, e, um aumento na sua concentração provoca o deslocamento desse equilíbrio no sentido de consumir o excesso de NH_4^+ adicionado. Consequentemente, a concentração de OH^- diminui e a solução deixa de ser alcalina, podendo ser evidenciado pelo desaparecimento da coloração rosa.

O princípio de Le Châtelier estabelece que quando o sistema em equilíbrio sofre uma perturbação, (mudança de concentração de um dos componentes, temperatura, pressão e volume), o equilíbrio desloca-se no sentido de minimizar essa perturbação, até que um novo estado de equilíbrio seja atingido.

Questões Metodológicas:

- Porque é que quando se adiciona ácido clorídrico e cloreto de amónio à solução de amónia a coloração passa de rosa a incolor? Justifique segundo o princípio de Le Châtelier.
- O que são indicadores ácido - base?
- Porque é que se usou a fenolftaleína em vez de outro indicador ácido - base?
- Se tivermos um sistema reacional, em fase líquida (por exemplo em dois tubos de *ependorf* com solução aquosa de cloreto de cobalto), que procedimento deveremos efetuar no laboratório para:

- a) Diminuir a sua temperatura?
- b) Aumentar a sua temperatura?
- Considere a equação de ionização do amoníaco em água, à temperatura T (Simões *et al*, 2011):



Complete, no seu caderno, as frases A e B com uma das palavras em *itálico*, tendo em atenção que tanto o hidróxido de sódio como o cloreto de amónio são compostos muito solúveis em água.

- a) A adição de NaOH (s) (*não altera/altera*) o estado de equilíbrio, (*aumenta/diminui/mantém*) o valor da constante de equilíbrio e (*aumenta/diminui/mantém*) a concentração de amoníaco.
- b) A adição de NH₄Cl (s) (*não altera/altera*) o estado de equilíbrio, (*aumenta/diminui/mantém*) o valor da constante de equilíbrio e (*aumenta/diminui/mantém*) a concentração de amoníaco.

Como referido no segundo capítulo, o programa do 11º Ano de Física e Química A aborda no primeiro capítulo, na componente de Química, a síntese industrial do amoníaco, como a sua produção e controlo, tornando-se importante determinadas experiências em laboratório com esta substância. Uma vantagem da utilização desta experiência em sala de aula, é permitir, por parte dos alunos, a verificação de algumas das propriedades físicas e químicas do amoníaco.

Esta experiência pode ser realizada com os alunos do 11º Ano. No entanto, como o Equilíbrio Químico vem em primeiro lugar no programa e só depois o tema ácido - base, esta atividade experimental deve ser executada na altura em que se leciona a matéria ácido - base, visto que estes conceitos são aqui desenvolvidos e aprofundados, apesar de muitos terem sido já dados no 8º Ano.

Outra sugestão a considerar, é poder ser apresentada como uma atividade extracurricular para outros anos de escolaridade, visto ser uma experiência muito apelativa e fácil de se realizar. Para alunos de escolaridade mais baixa, por exemplo, o 3º ciclo, a mudança de cor rosa para incolor faz com que os alunos fiquem bastante intrigados e pensem que os próprios professores fizeram magia com a água. Esta conclusão foi tirada da atividade extracurricular realizada na Escola Secundária Quinta das Palmeiras, intitulada de “*A magia da química e das palavras*”, que será abordada na secção seguinte.

Esta experiência só aborda um dos fatores que alteram o Equilíbrio Químico, por isso, para reforçar esta temática, o professor deverá fazer outras experiências de maneira a abordar os restantes fatores existentes.

Por último, é importante o professor referir e chamar a atenção sobre o cuidado a ter no manuseamento dos reagentes químicos, principalmente do ácido clorídrico e amoníaco concentrado, devido ao facto de serem bastante perigosos.

5.4. Atividade extracurricular - “A Magia da Química e das Palavras”

Foram desenvolvidas algumas atividades extracurriculares ao longo do ano letivo 2012/2013 na Escola Secundária Quinta das Palmeiras. No âmbito do tema Equilíbrio Químico, insere-se a atividade “A Magia da Química e das Palavras” (Figura 5.30), em que duas experiências referentes a esta temática foram desenvolvidas:

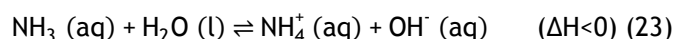
- Efeito da temperatura: equilíbrio de ionização da amónia;
- Equilíbrio Químico da amónia: efeito do ião comum.



Figura 5.30 - “A Magia da Química e das Palavras”.

Experiência - Efeito da temperatura: equilíbrio de ionização da amónia

Esta atividade experimental consistiu no equilíbrio de ionização da amónia, contida numa solução amoniacal para limpeza (Sonasol). Em que o Equilíbrio Químico é deslocado pela variação da temperatura, traduzido pela seguinte equação:

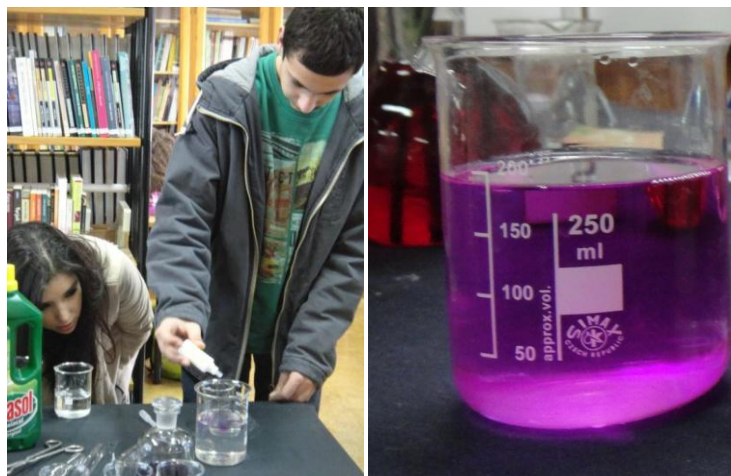


Na atividade experimental foram utilizados os seguintes materiais e reagentes químicos:

- Gobelés;
- Pipetas de Pasteur;
- Recipiente com gelo;
- Lamparina;
- Espátula;
- Água destilada;
- Solução amoniacal de limpeza (Sonasol);
- Fenolftaleína.

O procedimento experimental ocorreu da seguinte maneira: Adicionou-se 10 gotas da solução amoniacal (Sonasol) a 200 mL de água contida num gobelé. Seguidamente, adicionou-

se algumas gotas da solução de fenolftaleína (indicador pH) e observou-se a mudança da coloração da solução para rosa, indicativa de pH básico (Figura 5.31 e 5.32).



Figuras 5.31 e 5.32 - Adição do indicador pH fenolftaleína à solução amoniacal.

Transferiu-se um pouco dessa solução para um tubo de ensaio, e, aqueceu-se o tubo de ensaio na chama da lamparina. Observou-se a mudança de coloração de rosa para incolor (Figura 5.33). Logo de seguida, colocou-se o tubo de ensaio num banho de gelo, e, ocorreu o inverso, a coloração passou de incolor a rosa (Figura 5.34).



Figuras 5.33 e 5.34 - Aquecimento e arrefecimento do tubo de ensaio contendo a solução amoniacal.

A reação de ionização da amónia é um processo exotérmico ($\Delta < 0$), segundo a equação referida em cima. Então, o aquecimento da solução faz com que o equilíbrio se desloque no sentido dos reagentes, ocorrendo o desaparecimento da coloração rosa, pois a concentração de OH^- diminui no sistema reacional.

Quando se coloca o tubo de ensaio aquecido no banho de gelo, aos poucos, a coloração rosa reaparece, mostrando que o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos (aumentando, portanto, a concentração de OH^-). Esta experiência laboratorial tem um melhor resultado para baixas concentrações de amónia, pois caso ela seja alta, não se consegue deslocar suficientemente o equilíbrio para perceber a descoloração da cor rosa. Deve-se

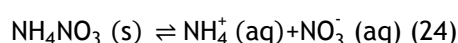
testar previamente a experiência de forma a encontrar a concentração adequada, porque, a concentração amoniacal nos produtos de limpeza pode variar.

Experiência - Equilíbrio Químico da amónia: efeito do ião comum

O primeiro passo da experiência consistiu na preparação da solução de amónia com Sonasol (produto de limpeza), em que, o procedimento experimental foi igual ao da experiência anterior, ilustrado na figura 5.31 e 5.32. Depois de preparada a solução, o segundo passo da experiência consistiu na adição de alguns grãos de nitrato de amónio (NH_4NO_3). Observou-se a mudança de coloração da solução de rosa para incolor.

A solução amoniacal é incolor, e, ao adicionar-se algumas gotas de fenolftaleína, essa solução torna-se rosa devido à presença dos iões OH^- . Com a adição de nitrato de amónio à solução aumenta a concentração dos iões NH_4^+ devido à dissociação do sal, como mostra a equação 24.

Os iões NH_4^+ participam no equilíbrio de dissociação da amónia (equação 23) e, um aumento da sua concentração faz com que o equilíbrio se desloque no sentido de consumir o excesso de NH_4^+ adicionado (efeito do ião comum). Consequentemente, a concentração de OH^- também diminui e a solução deixa de ser alcalina, o que pode ser evidenciado pelo desaparecimento da coloração rosa.



De acordo com o trabalho realizado, considerou-se que esta experiência foi de encontro às metas e aos objetivos propostos, uma vez que: sensibilizou os alunos para a importância da leitura e para o significado das palavras em conceitos científicos, através da leitura de poemas de vários autores. Proporcionou diversas experiências “mágicas” nomeadamente: as flores que mudam de cor, o pH de diferentes águas, chuvas ácidas: causas e efeitos, indicador ácido-base caseiro, ovo aos pulos, ovo que flutua, esparguete dançarina, efeito da temperatura: equilíbrio de ionização da amónia; Equilíbrio Químico da amónia: efeito do ião comum, vulcão submarino e por último porque não afundam os peixes. Proporcionou a aquisição de conhecimentos e conceitos através do visionamento de um PowerPoint (ver anexo 9).

No decorrer da atividade os alunos observavam, experimentavam, tiravam conclusões e expunham novas questões.

- *“A professora fez magia com a água?”*
- *“Como é que é possível a água ficar incolor?”*
- *“Isso deve ter algum truque.”*
- *“Ahhh estas experiências são tão bonitas!”*
- *“A professora tem algum produto especial que faça a água ficar incolor?”*
- *“Quais as propriedades que esse reagente químico terá para provocar esse efeito?”*
- *“E se trocássemos esse regente por outro! Qual seria esse efeito?”*

Pelas questões apresentadas pelos alunos do 3º ciclo, conclui-se que estes ficaram motivados para futuras aprendizagens, no 11º Ano, no âmbito do Equilíbrio Químico, podendo o professor nessa altura, fazer o *feedback* com eles, levando-os a relacionar conhecimentos, o que se considera de extrema importância para a flexibilidade do seu pensamento.

Com a realização desta atividade os alunos construíram o seu próprio conhecimento, e, embora alguns alunos transmitissem alguma timidez, o contrário também aconteceu, havendo imensos alunos a quererem participar na atividade.

Foram utilizados recursos didáticos variados (tecnologias da informação e comunicação e materiais didáticos já atrás referidos), de acordo com o perfil das turmas, estando sempre patente a boa relação que a professora estagiária soube manter com os alunos.

Considerou-se como aspetos menos positivos: o facto de algumas sessões terem excesso de alunos, a timidez por parte de alguns dificultou a sua participação na leitura dos poemas, e, em algumas experiências.



Figura 5.35 - Alguns alunos que participaram na atividade extracurricular “A Magia da Química e das Palavras”.

6. Testemunhos de alunos sobre a sua opinião relativamente às simulações computacionais e atividades laboratoriais

Para um melhor entendimento sobre as opiniões/attitudes dos alunos face às estratégias desenvolvidas neste estudo, achou-se pertinente aplicar um questionário para recolha de informação (ver anexo 10).

Este estudo foi realizado no Externato Capitão Santiago de Carvalho. Fizeram parte da amostra: **19 alunos** de uma turma de 11º ano, 12 rapazes e 7 raparigas, com idades compreendidas entre os 16 e 19 anos; **21 alunos** de uma turma de 12º ano, 11 rapazes e 10 raparigas, com idades compreendidas entre os 16 e 20 anos.

Passa-se então a apresentar a recolha e tratamento de dados:

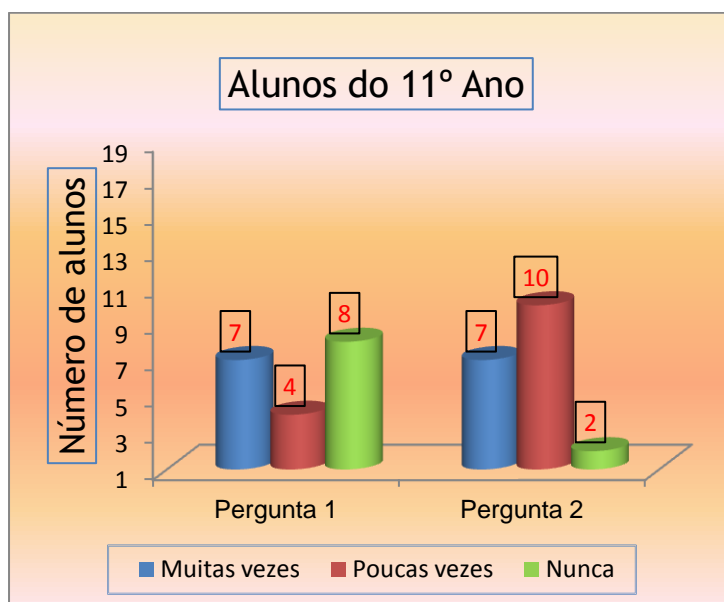


Gráfico 9 - Respostas dos alunos do 11º ano relativamente às perguntas 1 e 2.

Na turma do 11º ano, relativamente à pergunta 1, se costuma recorrer ao uso da TIC, para a aprendizagem de conteúdos programáticos, destaca-se que 8 alunos nunca recorreram às TIC e, 4 recorreram poucas vezes. Os alunos que recorreram às TIC, fizeram-no nas disciplinas de Filosofia, Biologia/Geologia, Física e Química, Matemática e Inglês.

No que respeita à pergunta 2, se já utilizou simulações computacionais para a aprendizagem de conteúdos programáticos, apenas 2 alunos nunca utilizaram.

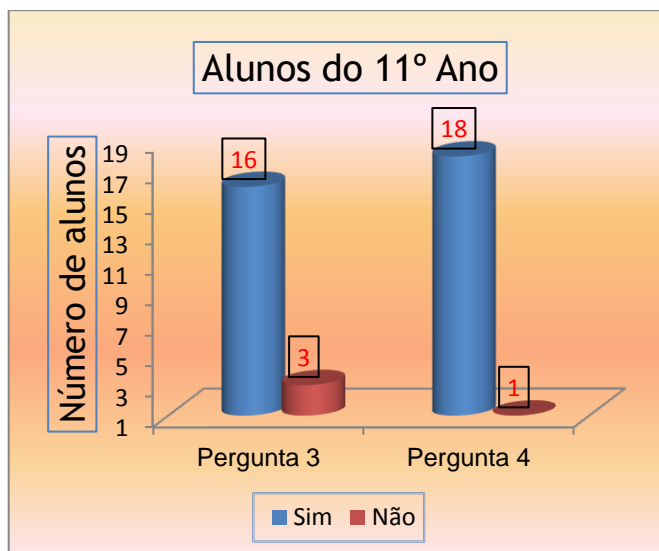


Gráfico 10 - Respostas dos alunos do 11º ano relativamente às perguntas 3 e 4.

Entre os 19 alunos que utilizaram as simulações computacionais, 16 acharam vantajoso para a construção da sua aprendizagem. Apresenta-se de seguida algumas justificações: *“porque foi mais útil”; “por ser mais dinâmica, logo mais cativante”; “apresenta mais precisão”; “facilita a aprendizagem dos conteúdos”; ajuda-nos a melhorar a nossa aprendizagem”; torna as aulas mais atrativas e dinâmicas”; “porque nos levou a outro nível de aprendizagem e virtualmente tudo é melhor”; “porque facilita a utilização de gráficos e de valores para cálculos”; “porque em alguns sites, há vídeos que conseguem resumir a matéria”; “É mais fácil visualizar os resultados”.*

Os alunos que responderam negativamente não conseguiram justificar.

No que respeita à pergunta 4, se acha que as experiências laboratoriais são muito importantes para a construção do seu conhecimento, apenas 1 aluno respondeu negativamente. Apresenta-se de seguida algumas justificações: *“porque nos ajuda a consolidar a matéria dada”; “porque nos dá uma ideia mais próxima da realidade”; “as experiências adaptam-se aos conteúdos, muitas delas são do nosso dia-a-dia, facilitando a sua compreensão”; “estamos próximos dos materiais”; “porque participamos e tomamos contacto com o material”; “porque é necessário saber para os exames”; “porque ficamos mais motivados”; “porque vemos coisas diferentes do habitual”; “atrai mais a nossa atenção”; “ajuda a consolidar a matéria dada”; “praticar, pois podemos participar nas atividades”.*

O aluno que respondeu negativamente não conseguiu apresentar o seu ponto de vista.

Relativamente à questão, se prefere simulações computacionais ou atividades laboratoriais, dos 19 os alunos, 15 preferem atividades laboratoriais, 1 prefere as duas, por entender que as duas se completam; 3 alunos não responderam.

À questão sobre o que preferem fazer no laboratório, a maioria gosta de fazer experiências e manusear o material laboratorial.

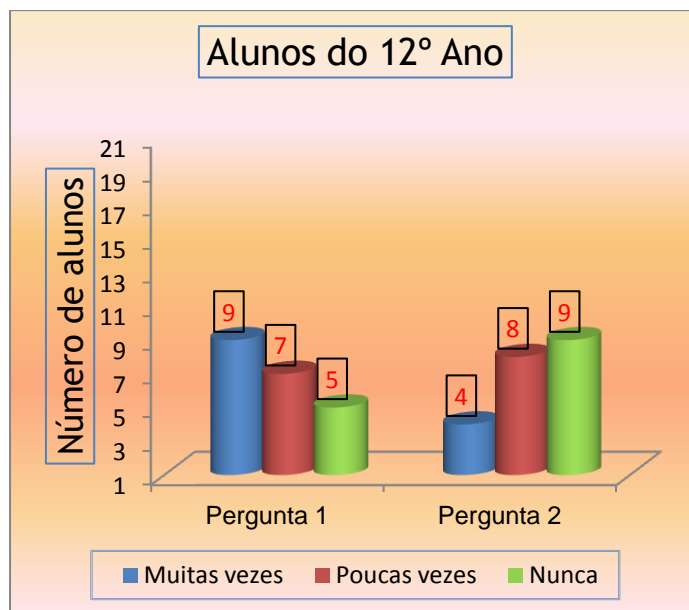


Gráfico 11 - Respostas dos alunos do 12º ano relativamente às perguntas 1 e 2.

Na turma do 12º ano, relativamente à pergunta 1, se costuma recorrer ao uso da TIC, para a aprendizagem de conteúdos programáticos, destaca-se que 9 alunos recorreram às TIC e, 5 nunca recorreram. Os alunos que recorreram às TIC, fizeram-no nas disciplinas de Biologia, Educação Moral e Religiosa Católica, Matemática, Português, Física e Química e Psicologia.

No que respeita à pergunta 2, se já utilizou simulações computacionais para a aprendizagem de conteúdos programáticos, apenas 4 utilizaram muitas vezes, e, 9 nunca utilizaram.

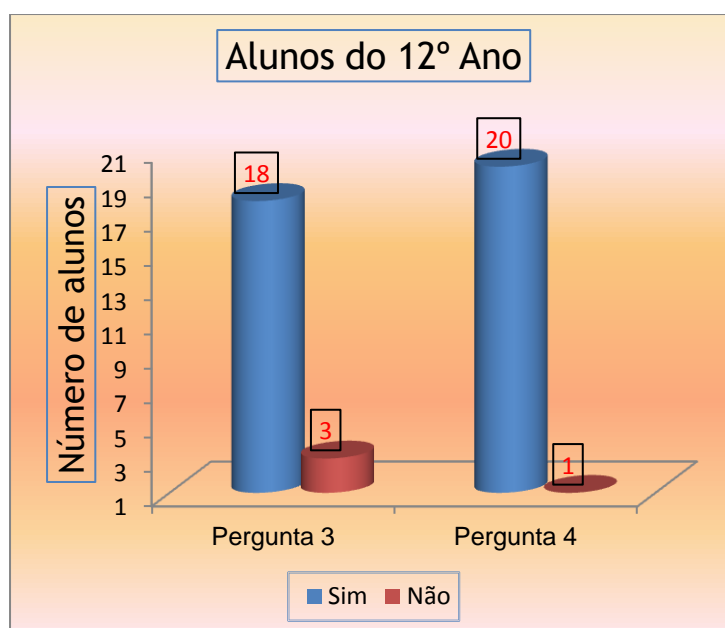


Gráfico 12 - Respostas dos alunos do 12º ano relativamente às perguntas 3 e 4.

Entre os 21 alunos que utilizaram as simulações computacionais, 18 acharam vantajoso para a construção da sua aprendizagem. Apresenta-se de seguida algumas justificações: *“porque é mais fácil observar os gráficos”*; *“ficamos a saber melhor o programa da disciplina”*; *“é um complemento de aprendizagem”*; *“porque é mais explícito na internet”*; *“é uma forma diferente de aprender a matéria”*; *“aprendemos de forma interativa e bastante simples”*; *“porque nos dá outro ponto de vista sobre o que é a química”*; *“é mais vantajoso para certos exercícios”*; *“a ajuda do computar é mais específica”*.

Os alunos que responderam negativamente não conseguiram justificar.

No que respeita à pergunta 4, se acha que as experiências laboratoriais são muito importantes para a construção do seu conhecimento, apenas 1 aluno respondeu negativamente, justificando, *“não se tira grande proveito”*. Apresenta-se de seguida algumas justificações: *“a experiência fica mais tempo na memória”*; *“ajuda a compreender melhor a matéria”*; *“é uma mais valia”*; *“conseguimos ver o resultado da dita experiência”*; *“porque nos ajuda a completar a teoria”*; *“a componente prática favorece-nos no raciocínio e aprendizagem”*; *“porque é a ligação entre a teoria e a realidade”*; *“porque interagimos realmente com a disciplina”*; *“permite aplicar a matéria aprendida à realidade”*.

Relativamente à questão, se prefere simulações computacionais ou atividades laboratoriais, dos 21 os alunos, 15 têm preferência pelas atividades laboratoriais; 2 preferem as duas, justificando que combinadas fazem um melhor trabalho para a consolidação da matéria; 4 preferem simulações computacionais, por entenderem que é mais seguro, não existe risco de acidente e é muito mais eficaz e rápido.

À questão sobre o que preferem fazer no laboratório, a maioria gosta de fazer experiências e manusear o material laboratorial. No entanto, 1 aluno prefere fazer no laboratório soluções e reações químicas.

7. Conclusões / Reflexão Crítica

Através deste estudo pode-se concluir que o recurso às TIC/ simulações computacionais e atividades laboratoriais permite trabalhar uma grande diversidade de conteúdos na área da Física e da Química, potenciando a utilização de múltiplas estratégias. Assim, pensa-se que o professor deve utilizar este tipo de recursos já que permite criar oportunidades para que os alunos desenvolvam um raciocínio mais flexível e um espírito mais crítico.

Para além da promoção de um pensamento cada vez mais flexível, o professor deve ainda ter a preocupação de criar oportunidades para que os alunos reflitam acerca dos erros cometidos e das dificuldades sentidas no desenvolvimento do seu trabalho, para que possam compreender a sua desadequação às situações propostas (Hiebert e Wearne, 1993, citado por Barbosa, 2009). Dar aos alunos a possibilidade de refletir acerca destas situações, pode contribuir, de forma significativa, para o desenvolvimento do seu conhecimento científico e aprofundar a sua compreensão acerca do processo de generalização.

As Tecnologias de Informação e Comunicação são uma das alavancas essenciais à mudança de paradigma pois, oferecem potencialidades imprescindíveis à educação, que permitirão o enriquecimento contínuo dos saberes, o que leva a que o sistema educativo e a educação ao longo da vida sejam reequacionados à luz do desenvolvimento destas tecnologias. Segundo a OCDE (2001), *“as Tecnologias de Informação e Comunicação podem aumentar a amplitude e a riqueza da aprendizagem pelo menos pela tipologia e realismo que os novos recursos podem trazer.”* (p.11). A mesma organização defende que a utilização pedagógica das Tecnologias de Informação e Comunicação potenciam o “desenvolvimento de habilidades de ordem superior como a análise e a síntese” (2001, p.11).

Segundo Liaw (2002) citado por Lopes (2006) as tecnologias de informação concebidas com fins educacionais alteraram o panorama do ensino atual. Com os enormes avanços nas Tecnologias de Informação e Comunicação e a sua utilização massiva no dia-a-dia, o sistema educativo necessita de integrar essas tecnologias de forma a aumentar a qualidade do ensino e da aprendizagem. No entanto, não se pretende que venha a ser possível ter um processo educativo inteiramente baseado na eletrónica. A educação é, sobretudo, um processo humanizado em que a preparação do aluno se centra primordialmente na sua inserção social e profissional, passando pela socialização e pela aprendizagem construtiva, exigindo, por isso, algum contacto pessoal direto do aluno com o professor e com os colegas. Neste sentido, pode-se dizer que não basta colocar os alunos em ambientes digitais para que ocorram interações significativas.

A importância do estudo do Equilíbrio Químico no âmbito da Química é inquestionável, devido ao seu carácter transversal. Alguns estudos indicam que a incompreensão do Equilíbrio Químico ou a incapacidade para transferir esses conhecimentos para novas situações, estão na base de dificuldades associadas ao estudo do comportamento

ácido - base (Banerjee,1991), das reações de oxidação - redução (Pardo e Portolés,1995) e da solubilidade (Berquist e Heikkinen,1990) ou seja da Química reacional (Lopes, 2002).

Na temática do Equilíbrio Químico existe uma variada gama de simulações computacionais, e muitas sugestões de estratégias. As simulações computacionais poderão ser um recurso motivador e eficaz, mas, como outros, poderá apresentar algumas restrições: o facto de grande parte delas estar em inglês, poderá, eventualmente criar um certo obstáculo à sua utilização, na verdade, as simulações em português são quase inexistentes.

São escassas as informações complementares, por exemplo, guias exploratórios que possam facilitar o uso das simulações computacionais por parte dos alunos.

Algumas investigações provam que a pouca utilização dos recursos ou a sua seleção inadequada podem estar na base de possíveis causas de insucesso.

Outros aspetos relevantes a considerar, resultantes desta investigação, sobre as simulações computacionais na temática do Equilíbrio Químico, é que as estas reduzem o número de conceções alternativas e dificuldades de aprendizagem.

Alguns programas disponíveis *on-line* apresentem poucos tópicos de Equilíbrio Químico. No entanto, os mais completos são os da autoria de Chang (2005) e o programa “Le Chat”, sendo este último o mais completo.

Relativamente à prática experimental, com elas, o professor poderá tornar as suas aulas mais contextualizadas, interessantes e estimulantes para que o aluno possa investigar com maior consciência e responsabilidade.

Desta forma, todas as modalidades de atividades experimentais descritas neste estudo, atividades de demonstração, verificação e investigação, podem ser utilizadas pelo professor na realização de aulas experimentais. O importante é que as atividades experimentais sejam bem compreendidas de forma que possam ser aplicadas com objetivos bem definidos e com estratégias que favoreçam, dentro dos limites de cada uma, a máxima eficiência para a aprendizagem de novos conteúdos, procedimentos e atitudes.

As dificuldades dos alunos em aprender em Física e Química poderão ser superadas com aulas experimentais para uma observação científica mais ampla dos conteúdos. Através delas, o aluno poderá entender como acontece, experimentalmente, toda a teoria estudada e observar no seu dia-a-dia os fenómenos químicos ocorridos com mais clareza.

Também as conclusões resultantes da análise do pré-teste e pós-teste, vieram reforçar as conclusões desta investigação, uma vez que, com a atividade experimental os alunos desenvolveram competências e adquiriram conhecimentos.

Pelos inquéritos aplicados, observa-se que quase todos os alunos preferem as atividades laboratoriais, dando ao mesmo tempo grande importância às simulações computacionais. Argumentam que estas atividades são mais interessantes, motivando-os para as aprendizagens. Segundo a opinião dos alunos, as aprendizagens ficam mais consolidadas e raramente são esquecidas. É-lhes mais fácil fazer *feedback* com outros conhecimentos anteriormente aprendidos.

Com a utilização dos recursos referidos nesta investigação, os alunos têm ainda, oportunidade de: partilhar pontos de vista e opiniões diferentes, favorecendo o debate; adquirir e consolidar conhecimentos, aprendem fazendo, por isso será mais difícil esquecê-los; desenvolver a sua autonomia; desenvolver competências no sentido de conseguir relacionar o aprendido no momento com o que vierem aprender posteriormente.

O êxito das tarefas na sala de aula depende do trabalho prévio do professor e da reflexão posterior com vista à consolidação de aprendizagens.

Espera-se que os resultados desta pesquisa possam contribuir, incentivar à reflexão dos professores sobre a importância de práticas em sala de aula, bem como a importância do papel do professor nas aulas para a evolução dos conceitos dos alunos, em relação aos fenómenos químicos e, conseqüentemente, em relação à postura dos alunos como cidadãos críticos e participativos na sociedade.

Nesse sentido, é necessário que o professor conheça e analise essa diversidade de possibilidades para que possa programar as suas ações de acordo com o que lhe pareça mais coerente: tipo de experiências, recursos, espaço e o tempo que tem disponível para realizá-las, ou ainda de acordo com os saberes que pretende desenvolver na aula.

8. Referências Bibliográficas

Atkins, P. & Paula, J. (2010). *Physical Chemistry for the Life Sciences 2e*. Oxford University Press.

Barbosa, A. (2009). *A resolução de problemas que envolvem a generalização de padrões em contextos visuais: um estudo longitudinal com alunos do 2º Ciclo do Ensino Básico*. Instituto de Estudos da Criança - Universidade do Minho, tese de Doutorado.

Bastos, A., Rodrigues, E. & Souza, J. (2011). *Físico-Química*. Universidade Federal do Pará. Belém.

Bueno, L., Moreira, K., Soares, M., Dantas, D., Wiezzel, A. & Teixeira, M. (2013). *O Ensino de Química por meio de actividades experimentais: A realidade do Ensino nas Escolas*. Universidade Estadual Paulista “Júlio de Mesquita Filho” Faculdade de Ciências e Tecnologia, Presidente Prudente.

Carobin, C. & Serrano, A. (2007). *Uma revisão das concepções alternativas em Equilíbrio Químico dentro do enfoque dos diferentes níveis de representação*. Universidade Luterana do Brasil (ULBRA). Laboratório de Tecnologias para o Ensino de Ciências e Matemática (LTECIM), Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática.(PPGECIM).

Casteleins, V. (2011). *Dificuldades e Benefícios que o Docente encontra ao realizar aulas práticas de Química*. X Congresso Nacional de Educação - EDUCERE. I Seminário Internacional de Representações Sociais, Subjetividade e Educação - SIRSSE. Pontifícia Universidade Católica do Paraná - Curitiba.

Chang, R. (2005). *Química*. 8ª Edição. McGraw-Hill.

Eichler, M. & Pino, J. (2010). *Computadores em educação química: equilíbrio químico e princípio de Le Chatelier*. Revista Seropédica, v. 32, n.1, pp.45-64.

Fabião, L. & Duarte, M. (2005). *Dificuldades de produção e exploração de analogias: um estudo no tema equilíbrio químico com alunos/futuros professores de ciências*. Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias. vol. 4, nº 1.

Farias, C., Basaglia, A. & Zimmermann, A. (2009). *A importância das atividades experimentais no Ensino de Química*. 1º CPEQUI - 1º Congresso Paranaense de Educação Em Química. Universidade Estadual de Londrina.

Feltre, R. (2004). *Química - 6ª ed.* São Paulo; Editora Moderna.

Fonseca, S. (2006). *Influência de Gases Inertes no Equilíbrio Químico: Nuances e Simulações Computacionais*. Dissertação de Mestrado em Educação Multimédia. Faculdade de Ciências - Universidade do Porto.

Fonseca, S. Paiva, J. & Gonçalves, J. (2010). *Inovar no ensino do Equilíbrio Químico por recurso a abordagens TIC facilitadoras da abstracção*. Departamento de Química da Faculdade de Ciências da Universidade do Porto. Centro de Investigação em Química da Universidade do Porto.

Galiazzi, M., Rocha, J., Schmitz, L., Souza, M., Giesta, S. & Gonçalves, F. (2001). *Objetivos das actividades experimentais no Ensino Médio: A pesquisa colectiva como modo de formação de Professores de Ciências*. Ciência & Educação, v.7, n.2, pp.249-263.

Gomes, J. & Recena, M. (2008). *Concepções sobre Equilíbrio Químico de alunos ingressantes no curso de Química - Licenciatura da UFMS*. XIV Encontro Nacional de Ensino de Química (XIV ENEQ). UFPR. Curitiba/PR.

Junior, W., Barros, A., Garcia, V. & Oliveira, A.(2011). *Um Estudo das Analogias sobre Equilíbrio Químico*. Revista Ensaio. Belo Horizonte,v.13, n.02, pp.85-100.

Lavorenti, A.(2002). *Equilíbrio Químico*. Escola Superior de Agricultura "Luiz de Queiroz". Universidade de São Paulo. Piracicaba.

Lins, S., Jesus, E., Sousa, L. & Durand, C. *AULA EXPERIMENTAL NO CONTEXTO DO ENSINO DA QUÍMICA: Uma busca para construção do conhecimento científico no ensino médio*. Texto consultado na internet no site <http://annq.org/eventos/upload/1330462223.pdf>.

Lopes, J. (2002). *Ensino/Aprendizagem do Equilíbrio Químico na Disciplina de Química do 12º ano - Uma Abordagem Laboratorial*. Departamento de Química. Faculdade de Ciências da Universidade do Porto. Dissertação apresentada para provas de Mestrado em Química para o ensino.

Lopes, J. (2006). *As Tecnologias de Informação e Comunicação no Ensino de Funções, no 3º Ciclo*. Instituto de Educação - Universidade Católica Portuguesa. Dissertação para obtenção de Mestrado em Ciências da Educação.

Lower, S. (2001). *Chemical Equilibrium, A Chem1 Reference Text*. Simon Fraser University. Canadá.

Marques, S. (2011). *Simulações computacionais no Ensino do Equilíbrio Químico*. Departamento de Educação da Universidade de Aveiro. Tese de Mestrado.

ME-DGEBS (2003). *Programa de Física e Química A - 11º ou 12º anos*. Ministério da Educação - Departamento do Ensino Secundário.

Mendonça, C., Justi, S. & Ferreira, M. (2005). *Analogias usadas no Ensino de Equilíbrio Químico: Compreensões dos alunos e papel na aprendizagem*. Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias. Número extra, VII Congresso.

Morais, C., & Paiva, J. (2006). *Molecularim: molecular simulations on line for the teaching of chemistry; 8th European Conference on Research in Chemical Education*. (ECRICE). Budapest: Hungary.

Morais, C., & Paiva, J. (2006). *Roteiros de Exploração - Usando o programa sobre equilíbrio químico "Le Chat"*. Boletim da Sociedade Portuguesa de Química 100.

Morais, C., & Paiva, J. (2007). *Simulação digital e actividades experimentais em Físico-Químicas. Estudo piloto sobre o impacto do recurso "Ponto de fusão e ponto de ebulição" no 7.º ano de escolaridade*. Sísifo. Revista de Ciências da Educação, 03.

OCDE. (2001). *Schooling for Tomorrow - Learning to Change: ICT in Schools*. Paris: Publicações OCDE.

Oliveira, C. (2005). *Módulo III - Equilíbrio Químico*. Universidade Aberta.

Oliveira, J. (2010). *Contribuições e abordagens das actividades experimentais no ensino de ciências: reunindo elementos para a prática docente*. Revista Acta Scientiae, v.12, n.1. Universidade Luterana do Brasil. Programa de Pós-Graduação em Ensino de Ciências e Matemática.

Oliveira, M. (1996). *A metáfora, a analogia e a construção do conhecimento científico no ensino e na aprendizagem. Uma abordagem didáctica*. Dissertação de Doutoramento. Faculdade de Ciências e Tecnologia, Universidade Nova de Lisboa.

Pauletti, F. (2012). *Entraves ao Ensino de Química: Apontando meios para potencializar este Ensino*. Revista Areté. Manaus, v.5, n. 8, pp.98-107.

Raviolo, A. & Garritz, A. (2008). *Analogias no Ensino do Equilíbrio Químico*. QUÍMICA NOVA NA ESCOLA, nº 27.

Ribeiro, A.A. e Greca, I.M. (2003). *Simulações Computacionais e Ferramentas de Modelagem em Educação Química: Uma Revisão de Literatura Publicada*. Química Nova na Escola, São Paulo. v. 26, n.4.

Saldanha, C. *Equilíbrio Químico da amônia: Efeito do Íon comum*. Texto consultado na internet no site http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd1/conteudo/recursos/8_video/Equil%C3%ADbrio_Qu%C3%ADmico_da_am%C3%B4nia.pdf.

Saldanha, C. *Equilíbrio Químico do íon bicarbonato: Efeito da concentração*. Texto consultado na internet no site http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/recursos/14_experimento/bicarbonato.pdf.

Santana, G. (2013). *Equilíbrio Químico*, Texto consultado na internet no site <http://www.clubedaquimica.com>.

Santana, J., Santos, C. & Carvalho, L. (2011). *A Experimentação no Ensino de Química e Física: Concepções de professores e alunos do ensino médio*. V Colóquio Internacional “Educação e Contemporaneidade”. Departamento de Educação. Cidade Universitária Professor José Aloísio dos Santos. São Cristóvão. Brasil.

Santos, D., Filho, W. & Santos, R.(2011).“*Equilíbrio químico*” *sem ver é difícil de acreditar!*.31º Encontro de Debates sobre o Ensino da Química. Escola de Química e Alimentos. Universidade Federal do Rio Grande.

Santos, F. & Greca, I. (2005). *Promovendo aprendizagem de conceitos e de representações pictóricas em Química com uma ferramenta de simulação computacional*. Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias, vol. 4, nº 1.

Simões, T., Queirós, M. & Simões, M. (2011). *Química em Contexto - Física e Química A - Química 11º Ano*. Porto Editora.

Souza, D. & Cardoso, A.(2006). *Aspectos macro e microscópicos do conceito de equilíbrio químico e de sua abordagem em sala de aula*. Química Nova na Escola.

Sousa, M., Lima, J., Leite, A, Santos, R. & Miranda, C. (2012). *As contribuições das práticas laboratoriais no processo de Ensino - Aprendizagem na área de Química*.VII CONNEPI, Congresso Norte Nordeste de Pesquisa e Inovação. Palmas. Tocantins.

Valente, M. & Moreira, H. *EQUILÍBRIO QUÍMICO: O SISTEMA $2\text{NO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ REVISITADO, NUMA PERSPECTIVA PRÁTICA DE SALA DE AULA*. Texto consultado na internet no site http://www.spq.pt/boletim/docs/boletimSPQ_106_013_15.pdf.

Valente, M. & Moreira, H. *SÍNTESE E PROPRIEDADES DO AMONÍACO, NUMA ACTIVIDADE PRÁTICA DE LABORATÓRIO*. Texto consultado na internet no site http://www.spq.pt/boletim/docs/boletimSPQ_108_009_15.pdf.

Vieira, G. (2013). *Equilíbrio Cromato/Dicromato*. Texto consultado na internet no site <http://objetoseducacionais2.mec.gov.br/bitstream/handle/mec/23323/Equilibrio%20cromato-dicromato.pdf?sequence=1>.

Wartha, E. & Rezende, D. (2011). *Os Níveis de representação no Ensino de Química e as categorias da Semiótica de Peirce*. *Investigações em Ensino de Ciências* - V16(2), pp. 275-290.

Referências da Internet:

<http://www.chm.davidson.edu/java/LeChatelier/LeChatelier.html> [1]

<http://www.mocho.pt/Ciencias/Quimica/> [2]

<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/no2n2o4equilV8.html> [3]

<http://www.fq.ciberprof.com/CoCl2equilV8.html> [4]

http://www.fq.ciberprof.com/Link_FQ.html [5]

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/lechateliers_principal.swf [6]

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_7e_esp/kim2s2_5.swf [7]

http://nautilus.fis.uc.pt/wwwqui/equilibrio/port/eqg_lechat2.html [8]

9. Anexos

1. Caracterização da Escola

A Escola Secundária/3 Quinta das Palmeiras situa-se na Covilhã, numa zona de expansão. Surgiu como uma escola nº3. Na cidade da Covilhã existiam já outras duas escolas secundárias e, como o próprio nome indica, surgiu uma terceira, o que dificultou um pouco a sua implementação e conquista da população do concelho da Covilhã. Assim, todos os alunos que frequentavam certamente seriam os que “eram dispensados” pelas outras duas escolas e teriam lugar numa terceira que era a Escola Secundária n.º 3, hoje designada por Escola Secundária / 3 Quinta das Palmeiras.

Na altura, recebiam, muitos alunos com necessidades educativas especiais, alunos com problemas muito diversificados que passaram a estar incluídos na escola e para quem não era fácil dar resposta.

A escola começou a sua atividade em 1987 e recebia alunos com paralisia cerebral, tetraplégicos, com as doenças e situações mais diversificadas, muitos dos quais sem diagnóstico específico.

A escola, em 2006, foi sujeita à avaliação externa e desta avaliação resultou a classificação em cinco domínios - chave. São eles: os resultados, a prestação do serviço educativo, a organização e gestão escolar, a liderança e a capacidade de auto-avaliação e de progresso da escola. Foi muito gratificante o resultado, uma vez que se obteve a classificação máxima - Muito Bom - em todos os domínios.

O Contrato de Autonomia celebrado pela Escola Quinta das Palmeiras, com vista à prestação de um serviço público de qualidade, assenta em cinco domínios: no acesso de todos os alunos, no sucesso para todos, no apoio sócio - educativo, na participação de todos e na cidadania.

A Escola tem apostado nos últimos anos nas novas tecnologias aplicadas ao ensino/aprendizagem, nomeadamente na busca de soluções práticas para alunos com algumas dificuldades assim como para alunos acima da média, digamos assim, com planos de desenvolvimento. Alguns programas já foram conceptualizados e realizados, têm surtido efeitos e é nesta aposta que a Escola está a colocar todos os esforços no sentido de que este Centro Tecnológico de Educação, que já existe na prática, passe a ter um espaço próprio.

A Escola tem 793 alunos, repartidos por 32 turmas, das quais 4 turma de 7ºano, 5 turmas de 8ºano e 9ºano, 6 turmas de 10ºano e 11ºano e 5 turmas de 12ºano de escolaridade. Em toda a escola existem 184 alunos com apoio social escolar.

2.Caracterização da Turma 11º A

A turma é constituída por vinte e cinco alunos, dos quais dez raparigas e quinze rapazes. A idade média dos alunos está compreendida entre os dezasseis e os dezassete anos, excepto três alunos com quinze anos que farão dezasseis anos até ao término do ano civil de 2012 e uma aluna tem dezanove anos. Existem doze alunos que residem na Covilhã, três alunos no Teixoso, dois no Tortosendo e Canhoso e um aluno no Casal da Serra, Boibobra, Orjais, Terlamonte, Dominguiso e Srª do Carmo.

O nível Socioeconómico é considerado bastante heterogéneo. A maioria dos pais dos alunos trabalha nos mais diversos serviços. O nível socioeconómico pode considerar-se médio. Beneficiam de apoio do SASE, dois alunos de escalão A e um aluno de escalão B.

Em relação ao nível Sócio cultural, a maioria assume-se com meios, recursos, apoios, experiências e vivências favoráveis e propiciadoras de sucesso.

As Habilitações Literárias dos pais dos alunos da turma são diversificadas: 1º ciclo - 2; 2º ciclo - 3; 3º ciclos do ensino básico - 7; ensino secundário - 17; curso superior - 21.

A maioria dos alunos da turma vive com os respetivos pais, à exceção de uma aluna que vive com os avós, um aluno que vive com o pai, um outro com a mãe e uma aluna em regime de custódia partilhada.

Os pais dos alunos apresentam, de um modo geral, uma situação profissional estável. Regista-se o facto de a mãe de dois alunos, estarem desempregadas, um aluno os pais estão ambos desempregados, os pais de dois alunos estão ambos reformados e dois alunos têm o pai reformado.

A maioria dos alunos apresenta um percurso escolar sem retenções.

Os alunos números 15 e 18, frequentam o 12º ano e encontram-se a repetir a disciplina de Matemática no 11º ano. O aluno número 25, encontra-se a repetir pelo terceiro ano consecutivo o 11º ano. Atualmente, só se encontra inscrito às disciplinas de Matemática, Português, Física e Química A e Biologia Geologia, tendo anulado a matrícula às restantes disciplinas. Regista-se o facto de já ter uma retenção no 6º ano.

O nível escolar dos alunos pode ser considerado médio, tendo em conta as classificações obtidas no final do ano letivo anterior.

Assinala-se o facto de os alunos nº 7, 8, 14 e 20 apresentarem classificações inferiores a 10 valores à disciplina de Matemática no 10º ano de escolaridade. Os alunos nº 7 e 8 transitaram para o 11º ano com classificação inferior a dez também à disciplina de Filosofia.

Capacidade Térmica Mássica e Variação de Entalpia

Professora estagiária Carolina Louro

➤ Capacidade Térmica Mássica

Cada material comporta-se de modo diferente quando é sujeito ao aquecimento/arrefecimento.



Porquê?

A capacidade térmica mássica de um material:



➤ Corresponde à energia que é necessário fornecer por unidade de massa de um corpo, para que a sua temperatura varie um grau Celsius ou um Kelvin.

Capacidade Térmica Mássica:

$$E = m c \Delta T$$

Onde (Unidades do S.I.):

E - é a quantidade de energia transferida sob a forma de calor (J);

m - a massa de substância (kg);

c - capacidade térmica mássica J/(Kg.K).

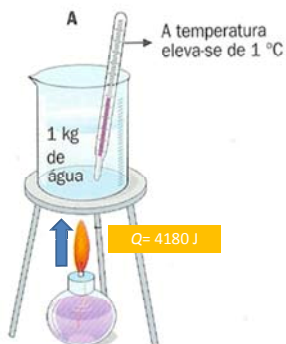
Capacidade térmica de alguns materiais.

Material	Capacidade térmica mássica, c J/(kg · °C)
Água líquida	4180
Gelo	2100
Álcool etílico	2400
Cobre	390
Ferro	440
Alumínio	900



O que significa dizer que a capacidade térmica mássica da água líquida é:

$$c_{\text{água}} = 4180 \text{ J Kg}^{-1} \text{ °C}^{-1} ?$$



Significa que é necessário fornecer a energia de 4180 J para de C temperatura de 1 kg de água.

$$E = m c \Delta T$$

ONDE:

m é a massa do corpo e c a sua capacidade térmica mássica.

A expressão anterior também se pode escrever:

$$E = C \Delta T$$

$$C = m c$$

refere-se a uma substância; a capacidade térmica, C, refere-se a um corpo.

Será que quando se fornece energia a uma substância, mantendo-se a pressão constante, ocorre sempre um aumento de temperatura?

Nem sempre

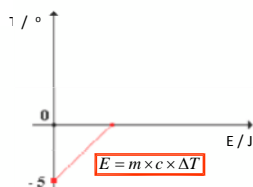
Exemplo: Numa mudança de estado.

Consideremos o seguinte exemplo:

- Bloco de gelo a uma temperatura de -5 °C
- Fornecemos energia

O que acontece?

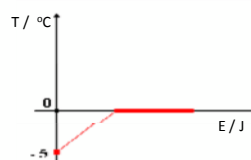
A temperatura aumenta até aos 0 °C



Aumenta a energia cinética média das moléculas.

Aos 0 °C, dá-se a fusão (passagem de sólido a líquido)

Mas este processo de fusão não é instantâneo:



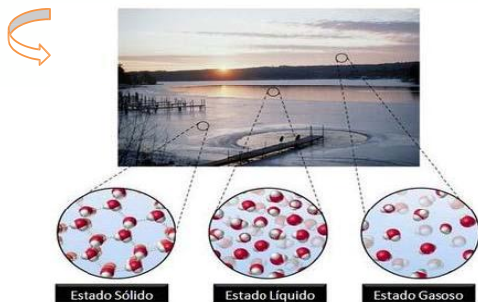
É necessário continuar a fornecer energia, para que toda a água passe da fase sólida para a fase líquida.

Durante o processo de mudança de fase

Temperatura não aumenta.

Porque é que a temperatura não aumenta?

A energia fornecida durante o processo de mudança de fase, serve para quebrar as ligações entre as moléculas de água.



Que nome se dá a essa energia que é necessária fornecer para se dar a passagem do estado sólido ao líquido?

Calor Latente, L_{fus} (J kg⁻¹) ↔ Variação de entalpia, ΔH_{fus} (J kg⁻¹)



Energia que é necessário fornecer a um kg de substância, para que passe do estado sólido ao líquido.

Durante a referida mudança de estado físico:

$$E = m \Delta H_{fusão}$$

Em que:

E - é a quantidade de energia transferida sob a forma de calor (J);

m - a massa de substância (kg);

ΔH_{fus} - a variação de entalpia de fusão (J/kg⁻¹).

Variação de entalpia de fusão da água é:

$$\Delta H_{fusão} = 3,34 \times 10^5 \text{ J/Kg}$$

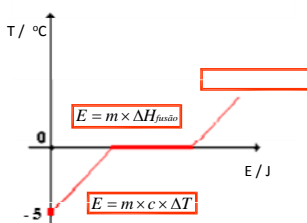


Significa

Para que um quilograma de gelo a 0 °C passe a água líquida á mesma temperatura , são necessários 334 KJ.

Quando é que a temperatura volta a aumentar?

A temperatura do sistema só volta a aumentar depois de todas as ligações entre as moléculas estarem quebradas.



Aumenta a energia cinética média das moléculas.

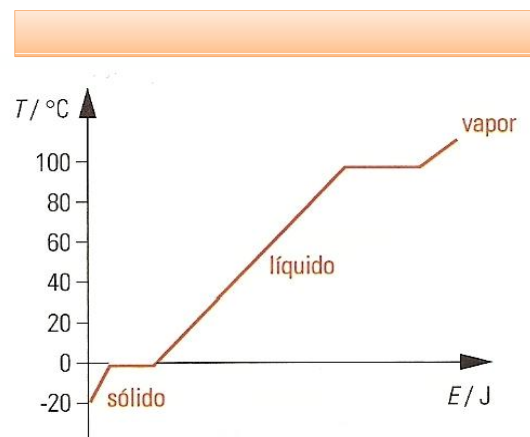


Ç

- Tal como na fusão, a temperatura não varia durante a conversão líquido – vapor;
- A energia fornecida apenas serve para quebrar as ligações entre as moléculas de água no líquido ficando estas com mais mobilidade.



$$E = m \Delta H_{\text{vaporização}}$$





Ficha de exercícios – Capacidade térmica mássica e variação de entalpia

1. A capacidade térmica mássica do azeite é cerca de metade da capacidade térmica mássica da água. Se for fornecida a mesma energia a uma amostra de 200 g de azeite e a uma amostra de 100 g de água, a variação de temperatura da amostra de azeite será, aproximadamente:

- (A) igual à variação de temperatura da amostra de água.
- (B) o dobro da variação de temperatura da amostra de água.
- (C) metade da variação de temperatura da amostra de água.
- (D) um quarto da variação de temperatura da amostra de água.

Retirado – “Teste Intermédio de Física e Química A, 10.º Ano, Maio 2012 – Versão 1”

2. A figura 1 representa um gráfico da variação da temperatura, ΔT , de uma amostra de água contida numa cafeteira elétrica, em função da energia, E , que lhe é fornecida.

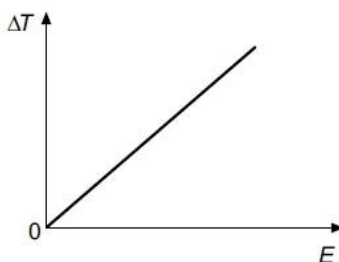


Figura 1

Sabendo que essa amostra tem uma massa m e uma capacidade térmica mássica c , selecione a alternativa que contém a expressão que traduz o declive da recta representada na figura 1.

- (A) $\frac{c}{m}$
- (B) mc
- (C) $\frac{m}{c}$
- (D) $\frac{1}{mc}$

Retirado – “Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Abril 2008 – Versão 1”

3. Os metais, como por exemplo o cobre, são, em geral, bons condutores térmicos e elétricos.

3.1. O gráfico da figura 2 representa a variação de temperatura, $\Delta\theta$, de duas esferas de cobre A e B, em função da energia, E , fornecida a cada esfera.

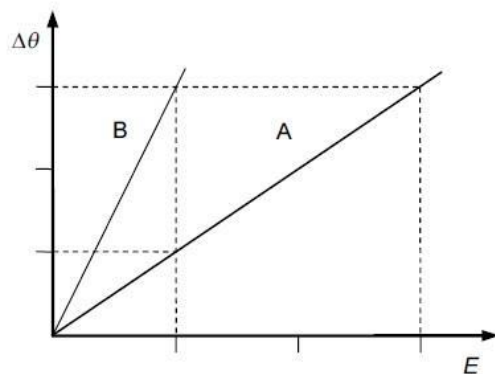


Figura 2

Selecione a única alternativa que traduz a relação correta entre as massas das duas esferas, m_A e m_B , respetivamente.

(A) $m_A = 2 m_B$

(B) $m_A = \frac{1}{2} m_B$

(C) $m_A = 3 m_B$

(D) $m_A = \frac{1}{3} m_B$

3.2. Uma resistência térmica de cobre de 500 W foi introduzida num recipiente com 500 g de água a 20 °C.

3.2.1. Determine o intervalo de tempo durante o qual a resistência deve estar ligada, para que a temperatura final da água seja 90 °C, considerando que toda a energia fornecida pela resistência é absorvida pela água. Apresente todas as etapas de resolução.

$$c \text{ (capacidade térmica mássica da água)} = 4,18 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

Retirado – “Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Maio 2009 – Versão 1”

4. O conhecimento de propriedades físicas, como a capacidade térmica mássica e a condutividade térmica, é fundamental quando se analisam situações que envolvem transferências de energia sob a forma de calor.

Numa fábrica, pretende-se escolher um material adequado ao fabrico de um recipiente que, quando colocado sobre uma chama, permita aquecer, rapidamente, um líquido nele contido.

4.1. Tendo em conta a situação descrita, selecione a alternativa que completa corretamente a frase seguinte.

Para fabricar esse recipiente, deve escolher-se um material que tenha...

- (A) ... elevada capacidade térmica mássica e elevada condutividade térmica.
- (B) ... elevada capacidade térmica mássica e baixa condutividade térmica.
- (C) ... baixa capacidade térmica mássica e elevada condutividade térmica.
- (D) ... baixa capacidade térmica mássica e baixa condutividade térmica.

4.2. Para escolher o material a utilizar, realizaram-se diversos ensaios, usando blocos de diversos materiais, de massa 1,30 kg, e uma fonte de aquecimento que fornecia, a cada um desses blocos, $2,50 \times 10^3$ J em cada minuto.

O gráfico da figura 3 representa o modo como variou a temperatura de um desses blocos, em função do tempo de aquecimento.

Calcule a capacidade térmica mássica do material constituinte desse bloco.

Apresente todas as etapas de resolução.

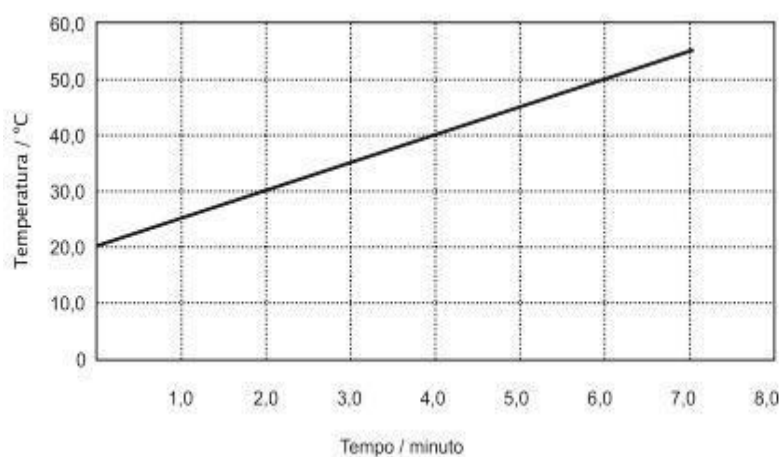


Figura 3

Retirado - "Exame Nacional do Ensino Secundário de FQA, 11.º Ano, Junho 2008-Versão 1"

5. A Figura 4 representa o esboço do gráfico da temperatura de duas amostras de água, A e B, aquecidas nas mesmas condições, em função da energia que lhes foi fornecida.

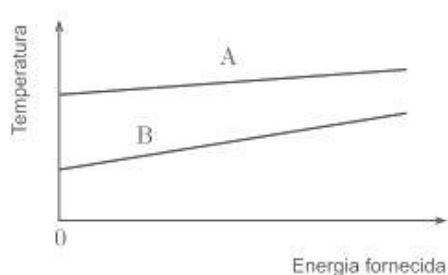


Figura 4

Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes.

Comparando as _____ das amostras A e B, podemos concluir que a massa da amostra A é _____ à massa da amostra B.

- (A) temperaturas finais ... superior (B) temperaturas finais ... inferior
(C) variações de temperatura ... superior (D) variações de temperatura ... inferior

Retirado- “Exame Nacional do Ensino Secundário de FQ A, 10. e 11.º Anos, Junho 2011-Versão 1”

6. Para determinar a capacidade térmica mássica do alumínio, formaram-se três grupos de alunos, tendo cada grupo trabalhado com um bloco de alumínio com 500 g de massa, colocado numa caixa isoladora (figura 5). Cada bloco tem duas cavidades, numa das quais se colocou um termómetro, e na outra uma resistência eléctrica de 60 W de potência, ligada a uma fonte de alimentação. Cada grupo mediu a temperatura inicial do bloco, $\theta_{inicial}$. Após a fonte de alimentação ter estado ligada durante 60,0 s, cada grupo mediu a temperatura final do bloco, θ_{final} . Os valores medidos estão registados na tabela 1.

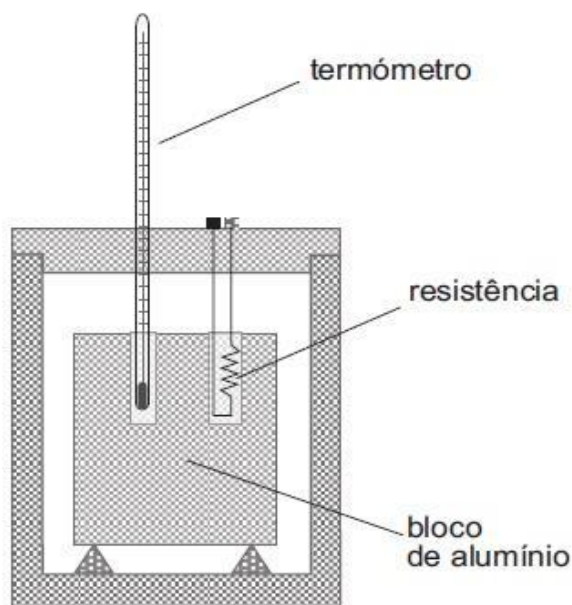


Figura 5

Admita que toda a energia fornecida pela resistência elétrica é transferida para o bloco de alumínio.

Com base nos dados da tabela 1, calcule o valor mais provável da capacidade térmica mássica do alumínio. Apresente todas as etapas de resolução.

Tabela 1

Grupo	$\theta_{\text{inicial}} / ^\circ\text{C}$	$\theta_{\text{final}} / ^\circ\text{C}$
1	16,5	24,6
2	17,0	24,9
3	16,8	25,0

Retirado – “Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Maio 2008 – Versão 1”

7. A água é a única substância que coexiste na Terra nas três fases (sólida, líquida e gasosa).

7.1. A Figura 6 representa o gráfico teórico que traduz o modo como varia a temperatura, θ , de uma amostra de água, inicialmente em fase sólida, em função da energia fornecida, E , à pressão de 1 atm.



Figura 6

7.1.1. Indique, justificando com base no gráfico, em que fase (sólida ou líquida) a água apresenta maior capacidade térmica mássica.

7.1.2. A Figura 7 representa um gráfico que traduz o modo como variou a temperatura de uma amostra de água, inicialmente em fase líquida, em função do tempo de aquecimento, à pressão de 1 atm. Selecione a única opção que contém os termos que preenchem, sequencialmente, os espaços seguintes, de modo a obter uma afirmação correta.

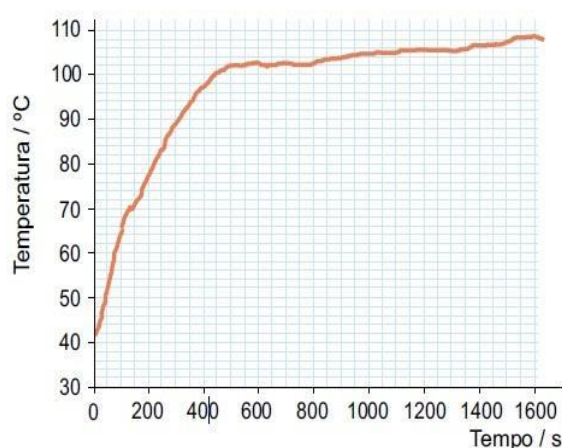


Figura 7

A amostra de água considerada _____ impurezas, uma vez que a ebulição ocorre a uma temperatura, diferente de 100 °C, que _____ constante ao longo do tempo.

- (A) não contém ... não se mantém (B) contém ... não se mantém
(C) contém ... se mantém (D) não contém ... se mantém

7.2. A tabela 2 apresenta os valores da energia que foi necessário fornecer a diversas amostras de água na fase sólida, à temperatura de fusão e a pressão constante, para que elas fundissem completamente.

Massa das amostras / kg	Energia fornecida / J
0,552	$1,74 \times 10^5$
0,719	$2,64 \times 10^5$
1,250	$4,28 \times 10^5$
1,461	$4,85 \times 10^5$
1,792	$6,16 \times 10^5$

Tabela 2

O gráfico da energia fornecida às amostras de água, em função da massa dessas amostras, permite determinar a energia necessária à fusão de uma unidade de massa de água.

Obtenha o valor dessa energia, expresso em J kg^{-1} , a partir da equação da recta que melhor se ajusta ao conjunto de valores apresentado na tabela. Utilize a calculadora gráfica. Apresente o resultado com três algarismos significativos.

Retirado- "Exame Nacional do Ensino Secundário de FQA, 10. e 11.º Anos, Julho 2010-Versão 1"

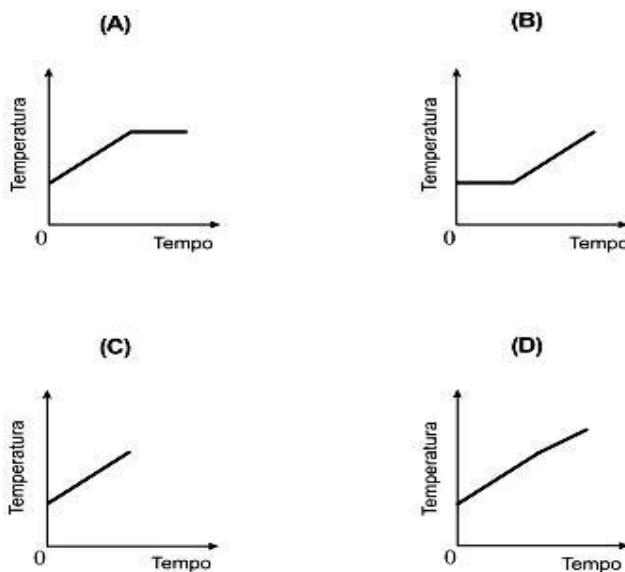
8. Considere uma amostra de um metal que se encontra à temperatura de fusão desse metal e a pressão constante. Se pretender-se calcular a energia necessária para fundir completamente a amostra, as grandezas que devem ser conhecidas são:

- (A) a temperatura de fusão do metal e a capacidade térmica mássica do metal.
- (B) a temperatura de fusão do metal e a variação de entalpia (ou calor) de fusão do metal.
- (C) a massa da amostra e a temperatura de fusão do metal.
- (D) a massa da amostra e a variação de entalpia (ou calor) de fusão do metal.

Retirado- “Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Abril 2012-Versão 1”

9. Considere que se forneceu energia a uma amostra pura de naftaleno no estado sólido, inicialmente à temperatura ambiente, até esta fundir completamente.

Qual é o esboço do gráfico que pode representar a temperatura do naftaleno, em função do tempo, para a situação descrita?



Retirado – “Teste Intermédio de Física e Química A, 10.º Ano, Maio 2012 – Versão 1”



**Escola Secundária
Quinta das Palmeiras**



UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR
Covilhã | Portugal

Plano de Aula

Disciplina: Física e Química A – 10º Ano

Unidade temática: Energia no aquecimento/arrefecimento de sistemas – Capacidade térmica mássica e variação de entalpia.

Sumário: Capacidade térmica mássica e variação de entalpia. Resolução de exercícios.

Data:

13/05/2013 (2ª feira) – 15:05 às 16:35 h

Duração: 90 minutos

Orientadora Pedagógica: Drª Sandra Costa

Orientadora Científica: Drª Sandra Soares

Docente: Professora estagiária Carolina Louro

Conteúdos:

- Capacidade térmica mássica.
- Variação de entalpia.

Pré-requisitos:

- Distinguir os mecanismos de condução e convecção.
- Relacionar quantitativamente a condutividade térmica de um material com a taxa temporal de transmissão de energia como calor.
- Distinguir materiais bons e maus condutores do calor com base em valores tabelados de condutividade térmica.
- Interpretar a 1ª Lei da Termodinâmica a partir da Lei Geral da Conservação da Energia.
- Interpretar situações em que a variação de energia interna se faz à custa de trabalho, calor ou radiação.
- Estabelecer balanços energéticos em sistemas termodinâmicos.

Objetivos da aprendizagem (o aluno deve ser capaz de):

- Interpretar o conceito de capacidade térmica.
- Aplicar o conceito de capacidade térmica mássica à interpretação de fenómenos do dia a dia.
- Identificar mudanças de estado físico: fusão, vaporização, condensação, solidificação e sublimação.
- Identificar a quantidade de energia necessária à mudança de estado físico por unidade de massa de uma substância como uma característica desta.
- Associar o valor, positivo ou negativo, da quantidade de energia envolvida na mudança de estado físico às situações em que o sistema recebe energia ou absorve energia das vizinhanças, respetivamente.

Avaliação:

- Comportamento.
- Empenho.
- Participação.

Recursos Didáticos:

- Quadro e marcadores;
- Computador portátil;
- Projetor de vídeo;
- Apresentação em PowerPoint;
- Manual escolar;
- Ficha de trabalho para consolidação de conhecimentos adquiridos.

Referências Bibliográficas:

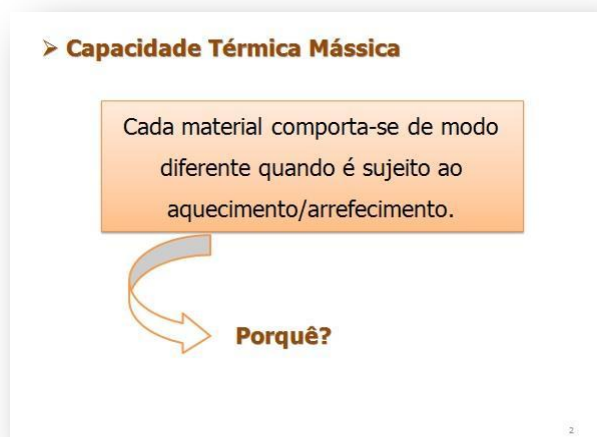
- Martins, Isabel P.; Costa, José Alberto L.; Lopes, José Manuel G.; Simões, Teresa Sobrinho; Simões, Maria Otilde (2003), *Programa de Física e Química A – 10.º Ano*, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário.
- Ventura, Graça; Fiolhais, Manuel; Paiva, João; Ferreira, António José (2009), *Física, Física e Química A – 10.º Ano*, Lisboa: Texto Editores.

Estratégias:

- Ditar o sumário.
- Começar a aula explicando aos alunos que se vai iniciar o estudo de um novo tema intitulado **a capacidade térmica mássica e variação de entalpia**. Projetar o diapositivo 1.



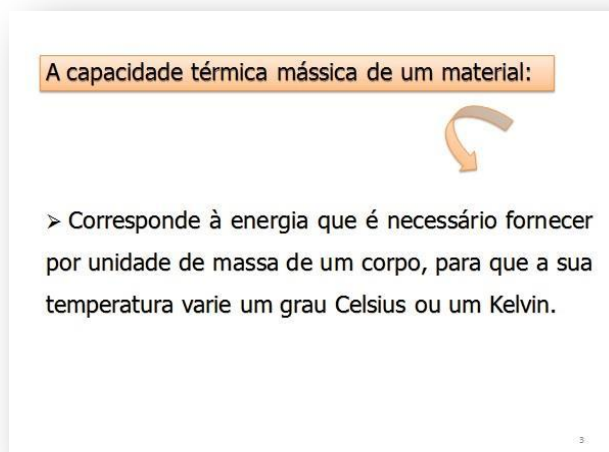
- Referir que cada material comporta-se de modo diferente quando é sujeito ao aquecimento/arrefecimento, e, interagindo com os alunos perguntar o porquê desta situação. Projetar o 2 diapositivo.



- Explicar aos alunos que:
 - Quando um sistema troca energia, sob a forma de calor, com o meio envolvente, desde que não ocorra uma mudança de estado físico há variação de temperatura do sistema. Isto significa que as trocas de energia implicam, neste caso, variação da temperatura, isto é, quanto maior for a energia perdida menor será a temperatura do sistema.

Estratégias (cont.)

- Os materiais quando são sujeitos a variações de temperatura (aquecimento/arrefecimento) comportam-se de forma diferente.
- A propriedade física que determina essas diferenças denomina-se **capacidade térmica mássica**.
- A capacidade térmica mássica de um material é uma grandeza física que traduz a capacidade que esse material tem para absorver ou ceder energia.
- Seguidamente projetar o diapositivo 3.
- Mencionar que a capacidade térmica mássica corresponde à energia que é necessário fornecer por unidade de massa de um corpo, para que a sua temperatura varie um grau Celsius ou um Kelvin.



- De seguida mostrar e explicar o diapositivo 4 que contém a expressão:

$$E = m c \Delta T$$

- Explicar aos alunos que:
 - A capacidade térmica mássica representa-se pela letra c ;
 - No Sistema Internacional de Unidades (S.I.), exprime-se em $\text{J} / (\text{kg} \cdot \text{K})$;
 - Onde:

J é joule (unidade S.I. de energia), kg é quilograma (unidade S.I. de massa) e K é kelvin (unidade S.I. de temperatura).

Estratégias (cont.)

- Referir que nunca se usa esta expressão numa mudança de estado físico (fusão, vaporização, etc).

Capacidade Térmica Mássica:

$$E = m c \Delta T$$

Onde (Unidades do S.I.):

E - é a quantidade de energia transferida sob a forma de calor (J);

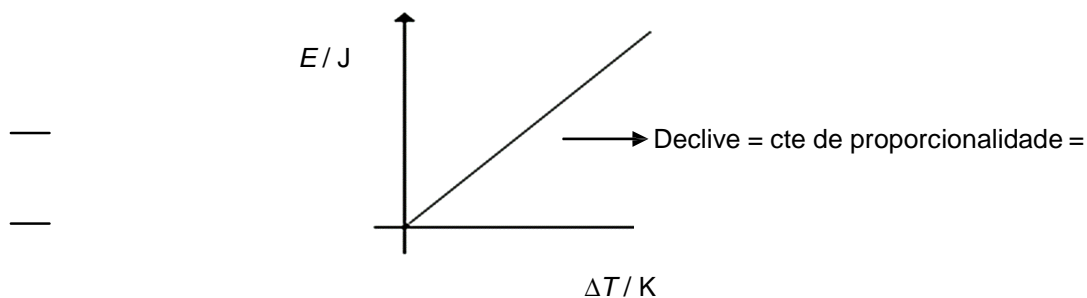
m - a massa de substância (kg);

c - capacidade térmica mássica J/(Kg.K).

- Fazer o controlo de variáveis no quadro e os respetivos gráficos usando o quadro da sala de aula:

1º Situação – Relacionar a energia envolvida na transferência (E) com a variação da temperatura (ΔT):

- Massa (m) constante;
- Capacidade térmica mássica (c) constante;



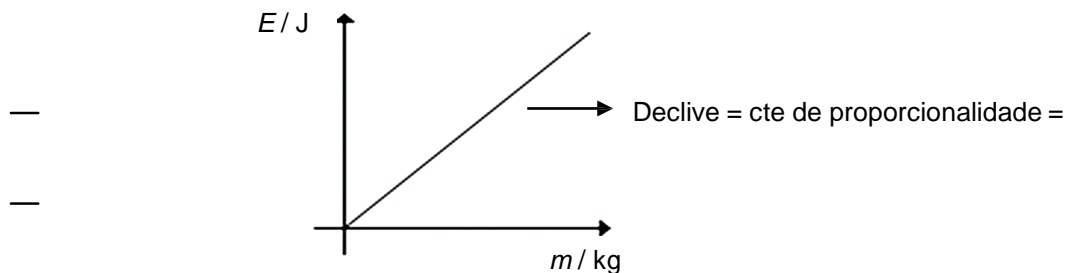
Proporcionalidade direta entre a energia (E) e a variação de temperatura (ΔT).

Quanto maior for a energia envolvida no processo de transferência (E), maior será a variação da temperatura (ΔT).

Estratégias (cont.)

2º Situação – Relacionar a energia envolvida na transferência (E) com a massa do corpo (m):

- Capacidade térmica mássica (c) constante;
- Variação da temperatura (ΔT) constante;

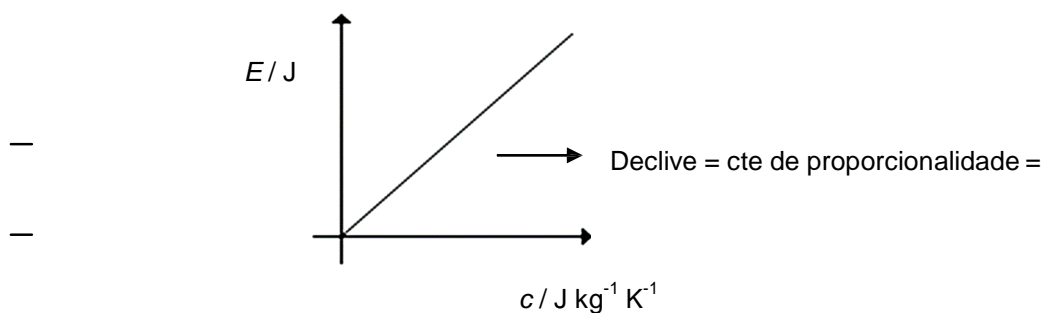


Proporcionalidade direta entre a energia (E) e a massa da substância (m).

Quanto maior for a massa da substância (m), maior será a energia envolvida no processo de transferência (E).

3º Situação – Relacionar a energia envolvida na transferência (E) com a capacidade térmica mássica (c):

- Massa (m) constante;
- Variação da temperatura (ΔT) constante;



Proporcionalidade direta entre a energia (E) e a capacidade térmica mássica (c).

Quanto maior for a capacidade térmica mássica (c), maior será a energia envolvida no processo de transferência (E).

- Seguidamente projetar o dispositivo 5, e, interagindo com os alunos dar alguns exemplos de capacidades térmicas mássicas de alguns materiais.

Estratégias (cont.)

Capacidade térmica de alguns materiais.

Material	Capacidade térmica mássica, c $\text{J}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C})$
Água líquida	4180
Gelo	2100
Álcool etílico	2400
Cobre	390
Ferro	440
Alumínio	900

- Salientar que a água possui um valor de capacidade térmica mássica muito elevado, quando comparado com outras substâncias. Isto significa que ela tem que absorver muita energia para aquecer e também tem que libertar muita energia para arrefecer. É devido a este facto que a água atua como regularizadora do clima e, como tal, junto ao mar as amplitudes térmicas são baixas.
- Seguidamente projetar o diapositivo 6, e, interagindo com alunos fazer a seguinte pergunta:

O que significa dizer que a capacidade térmica mássica da água líquida é: $c_{\text{água}} = 4180 \text{ J Kg}^{-1} ^\circ\text{C}^{-1}$?

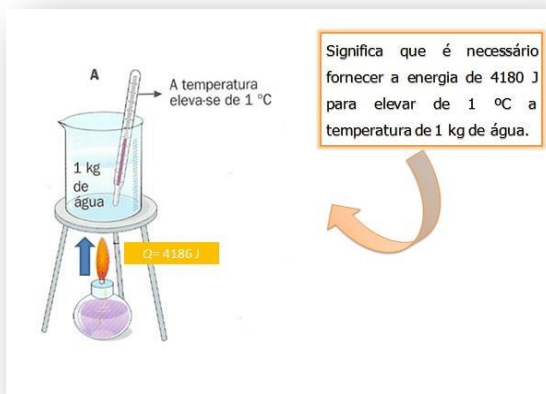


O que significa dizer que a capacidade térmica mássica da água líquida é:

$$c_{\text{água}} = 4180 \text{ J Kg}^{-1} ^\circ\text{C}^{-1} ?$$

- Explicar aos alunos que (projetar o dispositivo 7):
 - Significa que é necessário fornecer a energia de 4180 J para elevar de 1 $^\circ\text{C}$ a temperatura de 1 kg de água líquida.

Estratégias (cont.)



- Salientar que a partir da expressão:

$$E = m c \Delta T$$



Também se pode escrever

$$E = C \Delta T$$

Sendo:

$$C = m c$$

- Referir que C designa-se capacidade térmica. A capacidade térmica mássica, c , refere-se a uma substância; a capacidade térmica, C , refere-se a um corpo. Projetar o diapositivo 8 e 9.

$E = m c \Delta T$

E (calor, neste caso, mas a energia pode ser fornecida por outros modos), é proporcional à variação de temperatura do corpo, ΔT .

ONDE:

m é a massa do corpo e c a sua capacidade térmica mássica.

Estratégias (cont.)

A expressão anterior também se pode escrever:

$$E = C \Delta T$$

Sendo: $C = m c$

C designa-se capacidade térmica. A capacidade térmica mássica, c , refere-se a uma substância; a capacidade térmica, C , refere-se a um corpo.

- Ditar aos alunos as seguintes conclusões:
 - Se o valor da capacidade térmica mássica for **elevado**, a quantidade de energia por unidade de massa e temperatura, envolvida no aquecimento e no arrefecimento desse material é também elevada.
 - Se o valor da capacidade térmica mássica for **baixo**, a quantidade de energia por unidade de massa e temperatura, necessária para que o material aqueça e arrefeça é também baixa.
- De forma a consolidar as aprendizagens resolver os exercícios do manual escolar (1.62 e 1.63) página 108, os exercícios da ficha (1, 2 e 3) e do livro de exercícios (1.68) página 27.
- Seguidamente fazer a seguinte pergunta:
Será que quando se fornece energia a uma substância, mantendo-se a pressão constante, ocorre sempre uma variação da temperatura?
- Explicar aos alunos que (projetar o dispositivo 10):
 - Nem sempre ocorre um aumento da temperatura, por exemplo numa mudança de estado.

Será que quando se fornece energia a uma substância, mantendo-se a pressão constante, ocorre sempre um aumento de temperatura?

Nem sempre

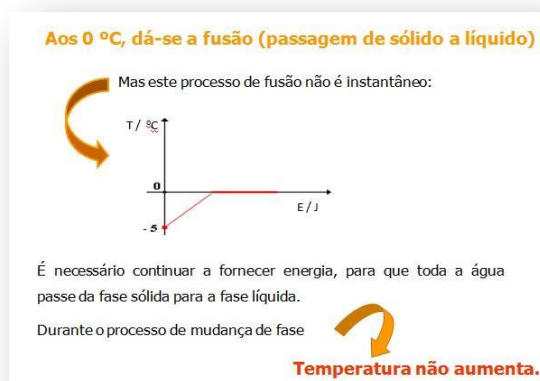
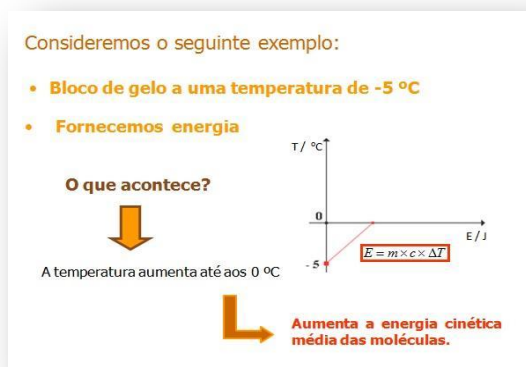
Exemplo:
Numa mudança de estado.

- Referir um exemplo:
 - Consideremos um bloco de gelo, inicialmente à temperatura de -5°C , que vai ser aquecido.

Estratégias (cont.)

- À medida que se fornece energia ao bloco de gelo a sua temperatura sobe, aumentando a agitação corpuscular, até que se atinge a temperatura de 0 °C, à qual ocorre a **fusão** (passagem de sólido a líquido). Contudo este processo não é instantâneo. É necessário continuar a fornecer energia durante algum tempo para que toda a água passe da fase sólida para a fase líquida.

Projetar o diapositivo 11 e 12.

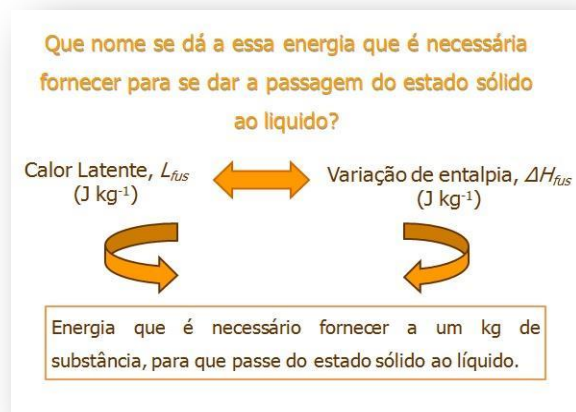


- Durante o processo de mudança de fase, a temperatura não varia porque a energia fornecida serve apenas para quebrar ligações entre as moléculas de água e não para aumentar a agitação corpuscular dessas moléculas.

A transição sólido - líquido é a passagem de um estado de agregação como o que está à esquerda da figura para o estado de agregação que se mostra no centro da figura. O sistema só volta a aumentar a sua temperatura depois de todas as ligações entre moléculas de água estarem quebradas. Tem, portanto, de ser fornecida uma certa energia a um sistema para que ele passe da fase sólida à fase líquida.

Estratégias (cont.)

Essa energia por unidade de massa (por quilograma de substância) é designada por **variação de entalpia, ΔH_{fus} ou calor calente, L_{fus}** . Projetar o diapositivo 13 e 14.



- Mencionar que na referida mudança de estado físico temos (projetar o diapositivo 15):

$$E = m \Delta H_{fusão}$$

Em que:

E – é a quantidade de energia transferida sob a forma de calor (J);

m - a massa de substância (kg);

ΔH_{fus} - a variação de entalpia de fusão (J / kg^{-1}).

Estratégias (cont.)

Durante a referida mudança de estado físico:

$$E = m \Delta H_{\text{fusão}}$$

Em que:

E - é a quantidade de energia transferida sob a forma de calor (J);

m - a massa de substância (kg);

ΔH_{fus} - a variação de entalpia de fusão (J/kg¹).

- Usando o quadro da sala da aula deduzir as unidades S.I. da variação da entalpia (ΔH).

- Salientar que a variação de entalpia de fusão da água é:

$$\Delta H_{\text{fusão}} = 3,34 \times 10^5 \text{ J/Kg}$$

- Explicar que este valor significa que para que um quilograma de gelo a 0 °C passe a água líquida à mesma temperatura, são necessários 334 KJ. Projetar o diapositivo 16.

Variação de entalpia de fusão da água é:

$$\Delta H_{\text{fusão}} = 3,34 \times 10^5 \text{ J/Kg}$$



Significa

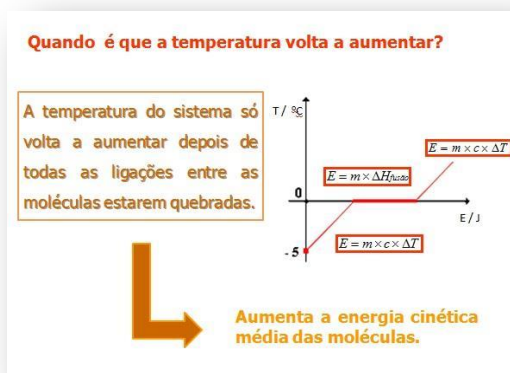
Para que um quilograma de gelo a 0 °C passe a água líquida à mesma temperatura, são necessários 334 KJ.

- Colocar a seguinte questão:

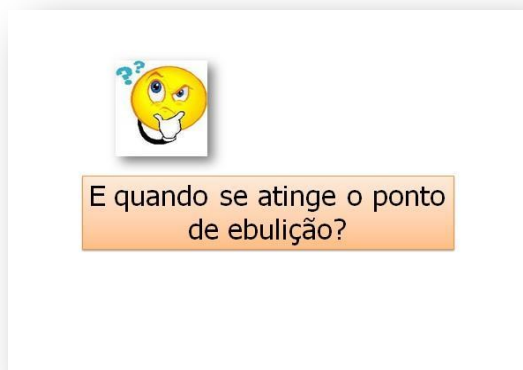
Quando é que a temperatura volta a aumentar?

Estratégias (cont.)

- Explicar aos alunos que:
 - A temperatura do sistema só volta a aumentar depois de todas as ligações entre as moléculas estarem quebradas. Aumentando a energia cinética média das moléculas. Projetar o diapositivo 17.



- Fazer a seguinte questão (projetar o diapositivo 18):
 - ***E quando se atinge o ponto de ebulição?***



- Explicar aos alunos que:
 - Tal como na fusão, a temperatura não varia durante a conversão líquido – vapor.
 - A energia fornecida apenas serve para quebrar as ligações entre as moléculas de água no líquido ficando estas com mais mobilidade.
 - Depois de toda a água estar vaporizada, a energia volta, de novo, a provocar um aumento de temperatura no sistema.

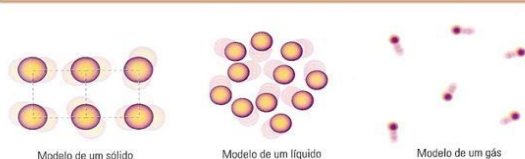
Estratégias (cont.)

- Mencionar que na referida mudança de estado físico temos (projetar o diapositivo 19 e 20):

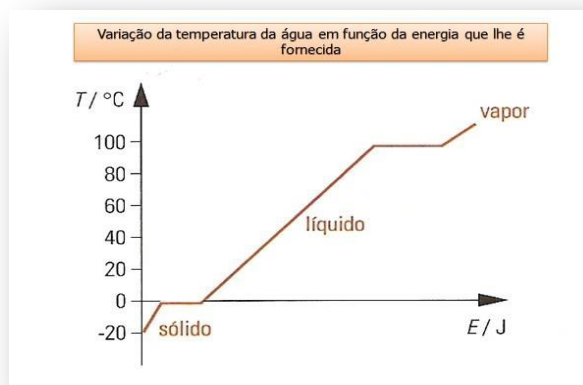
$$E = m \Delta H_{\text{vaporização}}$$

➤ Tal como na fusão, a temperatura não varia durante a conversão líquido – vapor;

➤ A energia fornecida apenas serve para quebrar as ligações entre as moléculas de água no líquido ficando estas com mais mobilidade.



Modelo de um sólido Modelo de um líquido Modelo de um gás

$$E = m \Delta H_{\text{vaporização}}$$


- Ditar aos alunos as seguintes conclusões:
- **Entalpia de fusão** é a quantidade de calor, por unidade de massa, que deve ser fornecida à substância (no ponto de fusão) para a converter, completamente em líquido (a $T = \text{cte}$).
- **Entalpia de vaporização** é a quantidade de calor, por unidade de massa, que deve ser fornecida à substância (no ponto de ebulição) para a converter, totalmente em gás (a $T = \text{cte}$).
- De forma a consolidar as aprendizagens resolver os exercícios do manual escolar (1.75) página 109, resolver os exercícios do caderno de problemas (1.76, 1.77) e da ficha de exercícios (8 e 9).

Reflexão sobre a aula:

As atividades programadas para esta aula decorreram no dia 13 de Maio de 2013 e foram observadas pela professora orientadora pedagógica Dr^a Sandra Costa, pela orientadora científica Dr^a Sandra Soares, professora estagiária Isabel Serra e professora estagiária Ana Costa. O plano de aula foi cumprido, os alunos envolveram-se e participaram com entusiasmo e os objetivos propostos foram atingidos. Considero como aspetos menos positivos:

- No decorrer da aula, ao escrever no quadro o controlo de variáveis e os respetivos gráficos esqueci-me de escrever na 2^o situação e na 3^o situação a conclusão. A conclusão facilitaria a interiorização e, por conseguinte, o desempenho dos alunos.

- Por vezes dizia capacidade térmica em vez de capacidade térmica mássica o que pode ter causado um pouco de confusão nos alunos. Também, quando apresentei as conclusões, referi apenas capacidade térmica no lugar de capacidade térmica mássica, o meu objetivo será sempre apresentar informação correta e precisa.

- Na resolução do exercício número 3 da ficha fiz o gráfico no quadro com pouca precisão, deveria ter projetado a ficha no quadro, talvez os alunos conseguissem entender o exercício com mais clareza e objetividade.

Considero que durante esta aula, me senti muito mais à vontade e com mais segurança, relativamente à aula anterior, o que facilitou o decorrer da mesma. Sinto que evolui bastante e todos os aspetos negativos aqui mencionados servirão, certamente, para melhorar a minha prática pedagógica, no sentido do desenvolvimento das competências de todos os meus alunos, e, sobretudo, para um melhor desenvolvimento dos conhecimentos científicos dos mesmos.

Observações: _____

Covilhã, 13 de Maio de 2013

A Docente



Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões de cobalto (II)

1. Objetivos

O objetivo desta atividade experimental é estudar os efeitos que resultam da variação da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação e estudar a alteração do estado de equilíbrio, comprovando o Princípio de Le Châtelier.

2. Introdução teórica

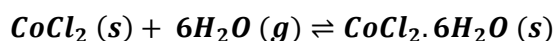
A **sílica-gel** é um agente exsicante que se pode encontrar em embalagens diversas cujo conteúdo tenha de ser preservado da humidade. Nestas situações, a sílica-gel apresenta-se em cristais translúcidos incolores. Pela mesma razão, nos exsiccadores (figura 1) usados em laboratório, aparelhos utilizados para manter as substâncias secas, com baixo teor em humidade, há necessidade de utilizar os cristais de sílica-gel, recobertos por exemplo, com cloreto de cobalto anidro, de cor azul.



Figura 1

Ao fim de algum tempo, os cristais adquirem a cor rosa característica da forma mais hidratada deste sal, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Quando os cristais ficam rosa dentro do exsiccador, levam-se à estufa para retomarem a cor azul por desidratação.

Como explicar quimicamente a mudança de cor azul para cor – de – rosa? O que acontece pode ser traduzido pela seguinte equação química:



Azul

Rosa

Entre estas duas formas existem outras com variantes de cor/tonalidade, que correspondem a diferentes graus de hidratação: azul, azul – rosado, cor – de – rosa azulado ou cor – de – rosa.

2.1. Princípio de Le Châtelier

O princípio de Le Chatelier foi proposto pela primeira vez em 1888 pelo físico e químico francês Henri Louis Le Chatelier (1850-1936) (figura 2). O princípio de Le Chatelier é uma consequência da lei da conservação da energia e pode ser descrito da seguinte forma: quando um sistema em equilíbrio é sujeito a uma perturbação, o equilíbrio desloca-se no sentido que contraria essa alteração, até se estabelecer um novo estado de equilíbrio. Com base neste princípio, é fácil prever qual o sentido como evolui o sistema quando sujeito a uma perturbação.

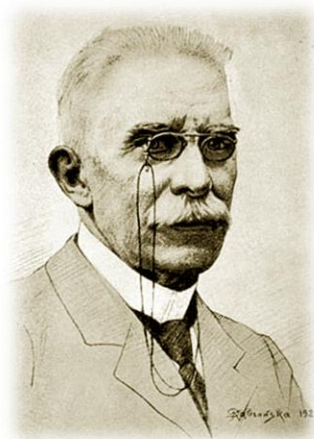


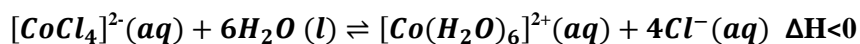
Figura 2

São diversos os fatores que podem provocar perturbação no equilíbrio, com evolução num ou noutro sentido:

- Concentração das espécies do sistema reacional
- Temperatura
- Pressão vs Volume
- Catalisadores

2.2. A formação de iões de cobalto (II) em solução aquosa

Quando se dissolve CoCl_2 (s) em água, forma-se o ião complexo $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (aq) e iões Cl^- (aq). Por adição do HCl, pode formar-se o ião complexo $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ (aq), segundo a equação química:



Azul

Rosa

Nota: Para garantir concentrações adequadas destes dois iões complexos para o estudo dos efeitos da temperatura e da concentração é preferível o uso da seguinte solução.

3. Preparação da solução

3.1. Material e Reagentes

Material	Reagentes
Balança de precisão $\pm 0,01$ g	HCl concentrado
Balão volumétrico de 25 ml	$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s)
Conta – gotas	Água desionizada
Espátula pequena	
Funil pequeno	
Proveta 25 ml	

3.2. Procedimento experimental

1. Pese 3,00 g de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) e coloque no balão volumétrico, com auxílio do funil.
2. Meça, com proveta graduada, 12 ml de HCl concentrado e adicione ao $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) lentamente, pelo funil, de tal modo que os cristais de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s) se dissolvam e caiam para o balão volumétrico.
3. Lave a proveta com um pouco de água desionizada e deite água de lavagem lentamente pelo funil de modo a dissolver algum cristal remanescente; continuar a deitar água pelo funil até que todos os cristais estejam dissolvidos.
4. Perfaça o volume do balão até 25 ml. Agite o balão para homogeneização. A solução deve apresentar-se com uma cor azul – púrpura.

4. Questões pré-laboratoriais

1. Quais os cuidados que deve ter ao longo desta atividade experimental?

2. A reação química global da atividade experimental é exotérmica ou endotérmica no sentido direto? Justifique.

3. Se tivermos um sistema reacional, em fase líquida (por exemplo em dois tubos eppendorf com solução aquosa de cloreto de cobalto), que procedimento deveremos efetuar no laboratório para:

a) diminuir a sua temperatura?

b) aumentar a sua temperatura?

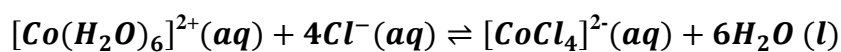
4. *“A sílica – gel é comumente usada em pequenas saquetas para diminuir o teor de humidade em vários produtos como por exemplo roupas e calçado e até mesmo em produtos alimentares uma vez que não é tóxica e não reativa. A sílica – gel contém milhões de pequenos poros capazes de reter água, conseguindo absorver até 40% do seu peso. Quando saturada em água, a sílica – gel pode ser reutilizada aquecendo-a até aos 150°C. Nos exsicadores usados no laboratório há necessidade de utilizar cristais de sílica – gel (cristais translúcidos incolores), que são recobertos com cloreto anidro de cor azul”.*

4.1. Ao fim de algum tempo, os cristais que se encontram dentro do exsicador adquirem a cor rosa, e são levados á estufa. Apresente uma justificação lógica para este procedimento e explique a mudança de cor.

5. Para uma reação reversível em sistema fechado, pode a extensão da reação ser alterada pela variação da temperatura do sistema? Justifique.

6. O aumento de temperatura num sistema onde ocorre a reação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ favorece a formação de C e D. Esta reação será exotérmica ou endotérmica? Justifique baseando-se no princípio de Le Châtelier.

7. O ácido clorídrico contém íons Cl^- , qual será o efeito sobre o equilíbrio químico seguinte:



quando se adiciona ácido clorídrico. Selecciona a(s) opção (ões) correta (s):

- ☐ Não vai haver qualquer alteração no equilíbrio químico.
- ☐ O sistema vai progredir no sentido direto.
- ☐ O sistema vai progredir no sentido inverso.
- ☐ Vai haver uma predominância da reação no sentido inverso.

5. Parte I – Efeito da temperatura na progressão global de uma reação de equilíbrio com íons de cobalto (II)

Problema: Qual o efeito de uma variação de temperatura no equilíbrio?

5.1. Material e Reagentes

Material	Reagentes
Copo 150 ml	Água
Placa de aquecimento	Solução Preparada anteriormente
Tubos de eppendorf	
Gelo	

5.2. Procedimento experimental

1. Coloque a solução em dois tubos de eppendorf;
2. Sujeite um deles a aquecimento em banho de água quente e o outro a um banho de água e gelo;
3. Observe e registre os resultados.

5.2. Resultados

1. O que observou? Que conclusão pode tirar?

6. Parte II – Efeito da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com íons de cobalto (II)

Problema: Que efeito terá no equilíbrio uma variação de concentração causada por:

- diluição?
- adição de HCl concentrado?
- adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$?
- adição de AgNO_3 (aq)?

6.1. Material e Reagentes

Material	Reagentes
Espátula	$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s)
Placa de microescala com 12 cavidades	HCl conc.
Pipeta conta-gotas	Água desionizada
Vareta pequena ou palito	AgNO_3

6.2. Procedimento experimental (A) – Efeito da diluição

- Deixando as quadrículas 5 e 9 vazias, deite nas restantes 2 gotas da solução previamente preparada;
- Deixando a quadrícula 1 apenas com uma amostra de solução inicial (controlo), adicione água desionizada com uma pipeta às quadrículas do seguinte modo: Quadrícula 2 – uma gota; quadrícula 6 – duas gotas; quadrícula 10 – três gotas;
- Agite, com cuidado, cada uma das misturas com uma vareta ou palito;
- Observe e registe os resultados na tabela 1.

Número da amostra	1	2	6	10
Água adicionada	-	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor final				

Tabela 1 – Efeito da adição de água às soluções.

6.3. Procedimento experimental (B) – Efeito da adição de HCl concentrado

- Nas quadrículas 3, 7 e 11, adicione 1 gota de água desionizada;
- Agite bem com uma vareta para homogeneizar;

3. Adicione nas quadrículas 3, 7 e 11, respetivamente, 1 gota, 2 gotas e 3 gotas de HCl concentrado;
4. Observe e registe os resultados na tabela 2.

Número da amostra	1	3	7	11
Água adicionada	-	1 gota	1 gota	1 gota
Cor após a adição da água				
HCl adicionado	Sem adição do HCl	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor após a adição do HCl				

Tabela 2 – Efeito da adição de 1 gota de HCl conc. às soluções 3, 7 e 11.

6.4. Procedimento experimental (C) – Efeito da adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

1. Nas quadrículas 4, 8 e 12 adicione 1 gota de água desionizada;
2. Agite com uma vareta para homogeneizar;
3. Nas quadrículas 4, 8 e 12, adicionou-se, respetivamente, 1, 2, e 3 pequenos cristais de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
4. Observe e registe o conjunto de tonalidades percebidas em cada quadrícula na tabela 3.

Número da amostra	1	4	8	12
Água adicionada	-	1 gota	1 gota	1 gota
Cor após a adição da água				
Nº de cristais adicionados	Sem adição de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor após a adição dos cristais				

Tabela 3 – Efeito da adição de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ às soluções 4, 8 e 12.

6.5. Procedimento experimental (D) – Efeito da adição de AgNO_3

1. Coloque numa cavidade de uma placa de microescala duas gotas da solução de cloreto de cobalto (II) preparada anteriormente;
2. Adicione uma ou duas gotas de solução diluída de AgNO_3 ;
3. Agite com uma vareta;
4. Observe e registe as alterações observadas;
5. Interprete as alterações observadas.

6.6. Resultados

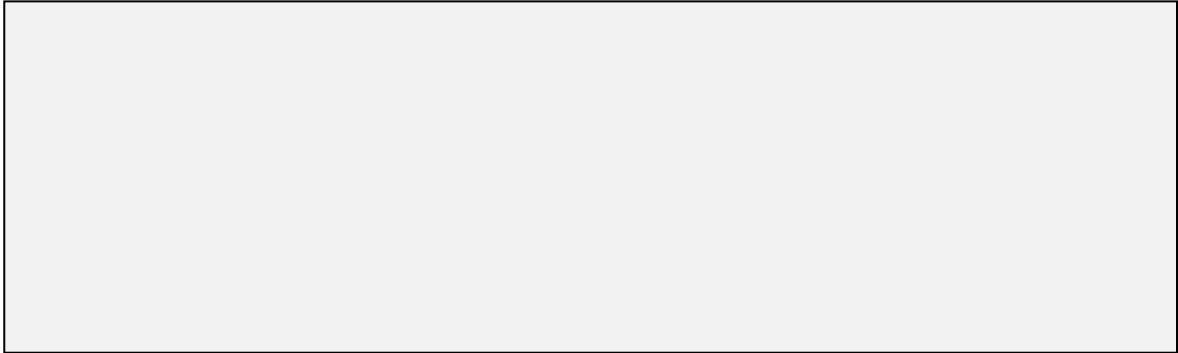
1. O que observou? Que conclusão pode tirar?

7. Questões pós- laboratoriais

1. O que é um agente exsicante?

2. Qual o papel do cloreto de cobalto anidro adicionado à sílica – gel?

3. Como se explica a mudança de cor do cloreto de cobalto adicionado á sílica – gel?

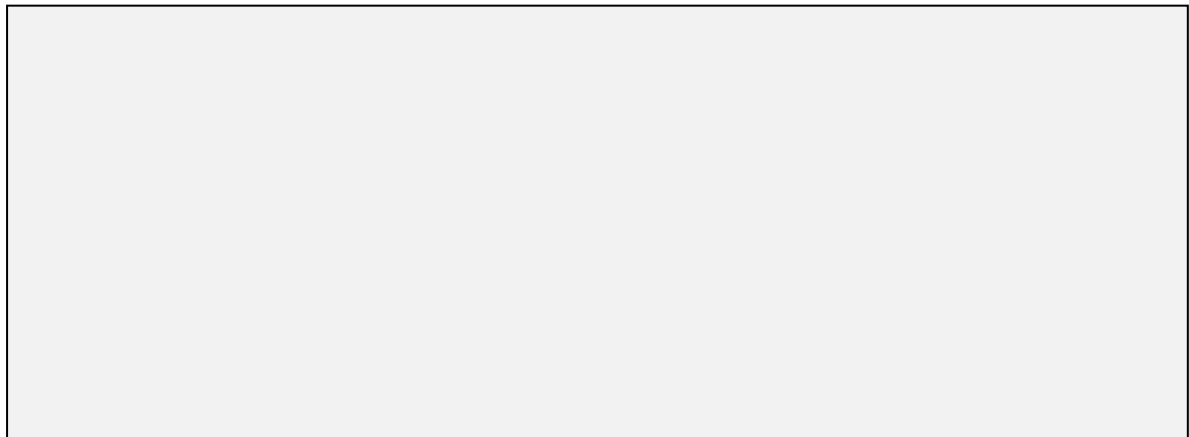


4. Interprete a necessidade, em termos económicos e ambientais, de:

4.1. recobrir os cristais de sílica-gel com cloreto de cobalto;

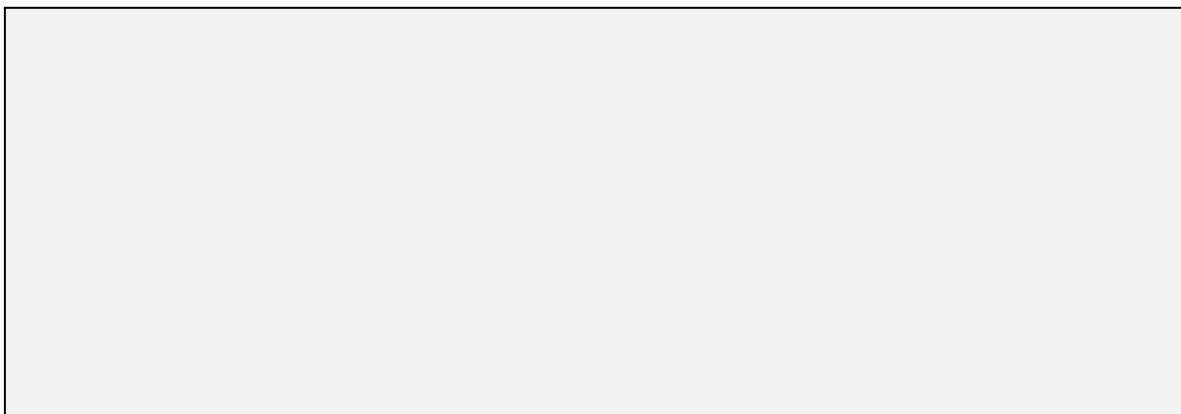


4.2. levar à estufa os cristais de sílica – gel contendo cloreto de cobalto;



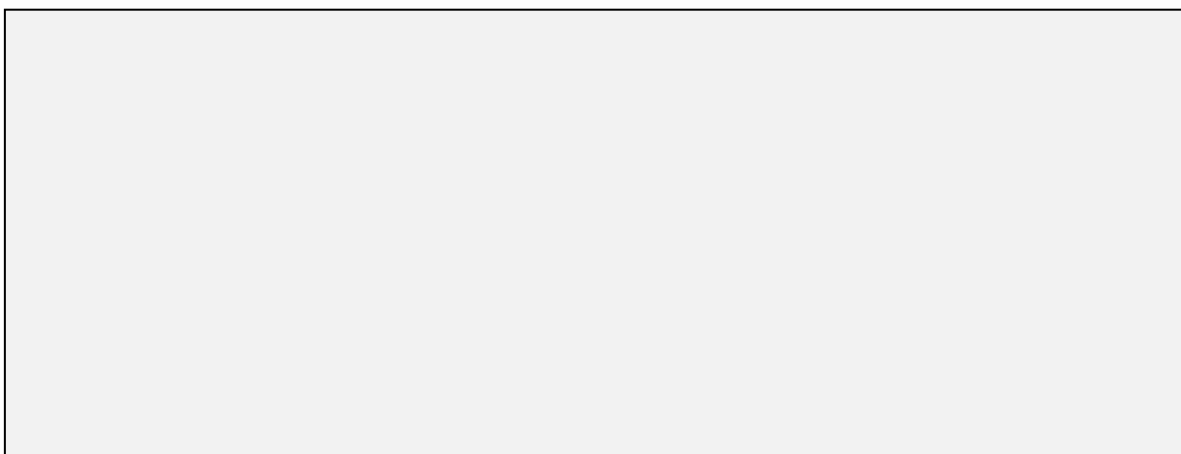
5. Explique em que medida as alterações observadas na cor correspondem às alterações esperadas com base no Princípio de Le Châtelier, em relação ao efeito da:

5.1. variação da temperatura;

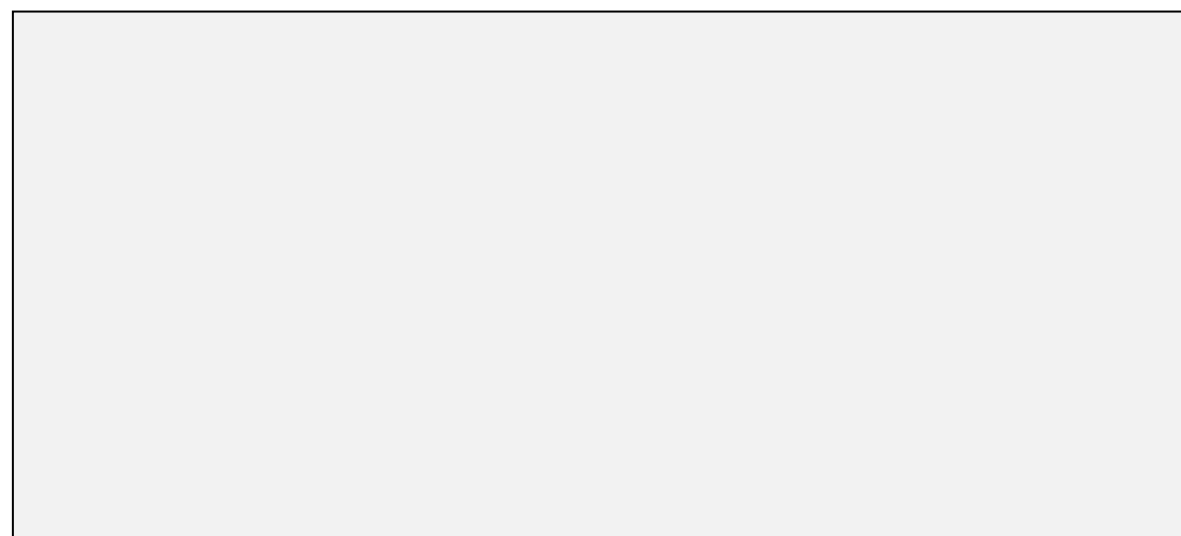


5.2. variação da concentração, por:

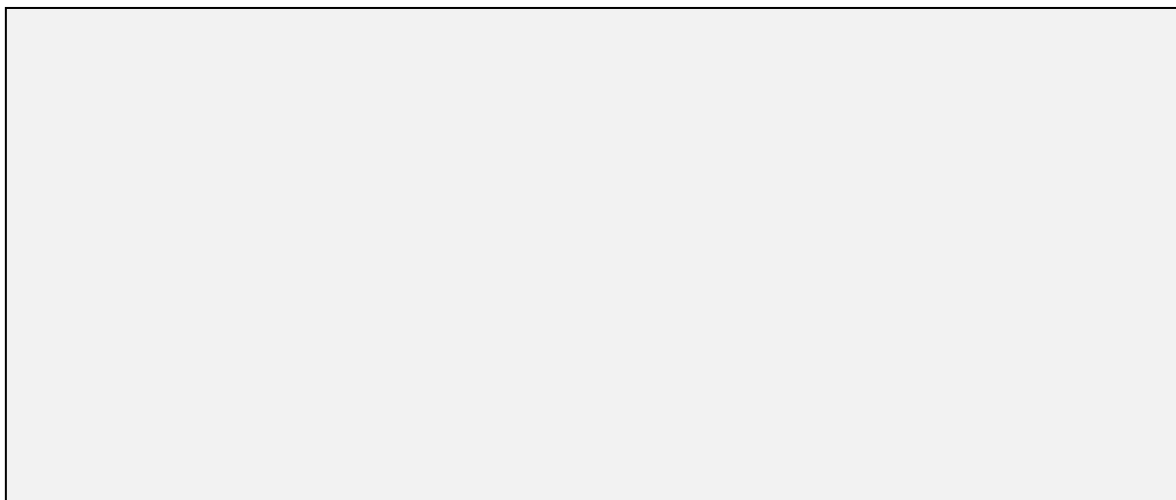
5.2.1. diluição com água;



5.2.2. adição de HCl;



5.2.3. adição de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s).



Bom Trabalho!



1. Uma das reações envolvidas na preparação do ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), é a reação do dióxido de enxofre, SO_2 (g), com o oxigénio, O_2 (g), na presença de um catalisador, formando-se trióxido de enxofre, SO_3 (g).

1.1. Escreva a equação química que traduz aquela reação (considere que a reação é reversível).

1.2. A reação de formação do SO_3 (g) é exotérmica. Conclua, justificando, qual é o efeito, na concentração de SO_3 (g), do aumento da temperatura do sistema em equilíbrio, admitindo que a pressão se mantém constante.

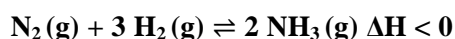
1.3. A reação de formação do SO_3 (g) dá-se na presença de um catalisador cujo papel consiste em:

- (A) tornar a reação completa.
- (B) tornar a reação mais extensa.
- (C) aumentar a quantidade de produto obtida.
- (D) aumentar a rapidez das reações direta e inversa.

Retirado -Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Abril 2012

2. Leia atentamente o seguinte texto.

“No início do século XX, o amoníaco começou a ser produzido industrialmente, em larga escala, pelo processo de Haber-Bosch. Neste processo, o amoníaco é sintetizado, em condições de pressão e de temperatura adequadas, fazendo-se reagir azoto e hidrogénio em fase gasosa na presença de um catalisador. A reação de síntese pode ser traduzida por:



O amoníaco é uma matéria-prima muito utilizada na indústria química, nomeadamente, no fabrico de ácido nítrico e de compostos usados como adubos e fertilizantes agrícolas, como, por exemplo, sais de amónio, nitratos e ureia”.

2.1. Quais são as matérias-primas utilizadas na produção industrial de amoníaco pelo processo de Haber-Bosch?

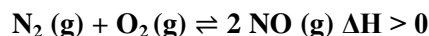
2.2 Realizando a síntese do amoníaco pelo processo de Haber-Bosch, a temperatura constante, um aumento de pressão devido a uma diminuição do volume do sistema, deverá provocar:

- (A) um aumento da constante de equilíbrio da reação.
- (B) um aumento do rendimento da reação.
- (C) uma diminuição da constante de equilíbrio da reação.
- (D) uma diminuição do rendimento da reação.

2.3. Conclua, justificando, se a reação de síntese do amoníaco é favorecida, do ponto de vista do equilíbrio químico, por um aumento ou por uma diminuição de temperatura.

Retirado -Teste Intermédio de Física e Química A, 11.º Ano, Maio 2011

3. No seguinte sistema em equilíbrio, a variação de entalpia diz respeito à equação direta:



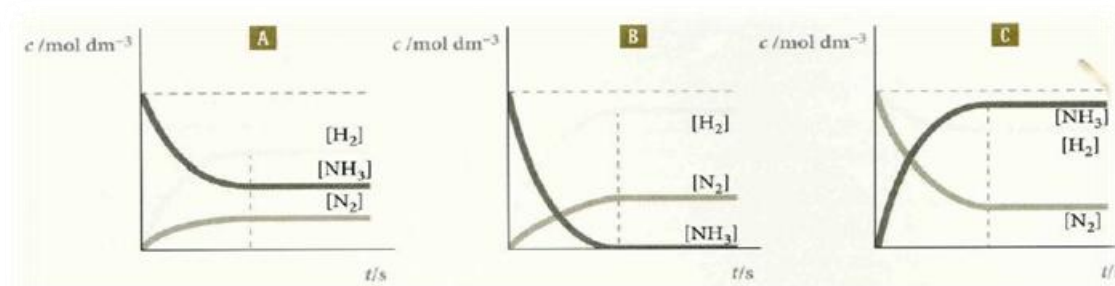
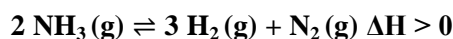
a) Quando se aumenta a temperatura do sistema ...

- (A) ... o equilíbrio desloca-se no sentido da reação direta.
- (B) ... o equilíbrio desloca-se no sentido da reação inversa.
- (C) ... o equilíbrio não se altera.
- (D) ... a quantidade de NO diminui.

b) Indique quais das afirmações seguintes são verdadeiras e quais as falsas, justificando a sua escolha.

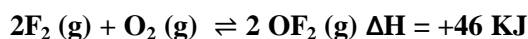
- (A) A adição de um catalisador conduz à formação de uma maior quantidade de NO.
- (B) Um aumento da pressão total do sistema favorece a produção de NO.
- (C) No equilíbrio a concentração de cada uma das substâncias permanece constante.

4. Num recipiente introduziu-se amoníaco, que se decompôs parcialmente, segundo a equação química:



- a) Escolha, justificando, qual dos gráficos A, B ou C é compatível com a situação de equilíbrio.
- b) De entre os seguintes fatores, assinale aquele (s) que aumenta (m) o rendimento da reação, depois de se ter atingido o equilíbrio.
 - (A) Aumento da pressão total do sistema.
 - (B) Aumento da quantidade química de amoníaco.
 - (C) Adição de um catalisador.
 - (D) Aumento da temperatura do sistema.

5. Um sistema químico, a determinada temperatura, contém as substâncias gasosas F_2 , O_2 e OF_2 em equilíbrio, conforme a equação:



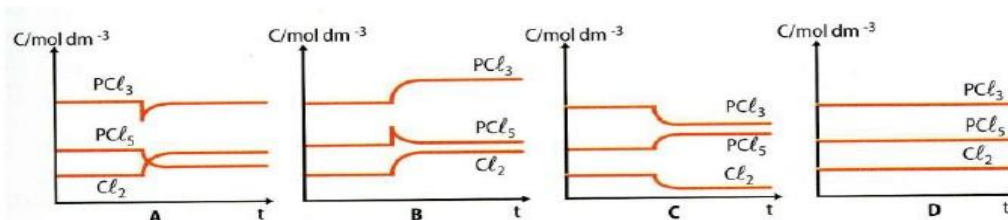
Com base nestes dados, responda às seguintes questões, justificando.

- O que acontecerá à concentração de OF_2 se aumentar a temperatura do sistema.
 - Se aumentar a pressão o que acontece à concentração de F_2 .
 - Se retirarmos O_2 ao sistema reaccional em que sentido se desloca o equilíbrio.
 - Diga o que acontece ao valor da constante de equilíbrio quando se adiciona ao sistema reaccional F_2 .
 - O valor da constante de equilíbrio diminui quando se aumenta a temperatura do sistema reaccional.
 - Refira o que acontece à concentração de OF_2 quando se adiciona um catalisador ao sistema reaccional.
6. A seguinte reação é endoenergética no sentido direto:

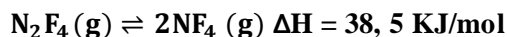


A reação ocorre em sistema fechado, a uma dada temperatura. Os gráficos traduzem a variação da concentração dos componentes da mistura reaccional, em função do tempo. Para cada uma das seguintes alterações, provocadas no sistema, indique o gráfico correspondente:

- retirar PCl_3 ;
- aumento da pressão;
- diminuição de temperatura;
- aumento da concentração de PCl_5 ;
- adição de um catalisador;
- diminuição do volume do recipiente.



7. Considere o seguinte processo de equilíbrio entre o tetrafluoreto de diazoto (N_2F_4) e o difluoreto de azoto (NF_2):



Preveja as alterações no equilíbrio se:

- (a) a mistura reacional for aquecida a volume constante;
- (b) algum gás N_2F_4 for removido da mistura reacional, a temperatura e volume constantes;
- (c) a pressão da mistura reacional diminuir, a temperatura constante;
- (d) um catalisador for adicionado á mistura reacional.

8. Considere os seguintes sistemas em equilíbrio:

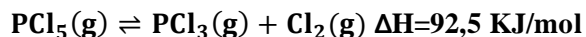
- (a) $A \rightleftharpoons 2B$ $\Delta H = 20,0 \text{ KJ/mol}$
- (b) $A + B \rightleftharpoons C$ $\Delta H = -5,4 \text{ KJ/mol}$
- (c) $A \rightleftharpoons B$ $\Delta H = 0,0 \text{ KJ/mol}$

Preveja a variação que ocorreria na constante de equilíbrio K_c em cada caso, se a temperatura do sistema reacional fosse aumentada.

9. Que efeito tem um aumento de pressão em cada um dos seguintes sistemas em equilíbrio? A temperatura mantém-se constante. Os reagentes estão contidos num cilindro munido de um êmbolo móvel.

- (a) $A(\text{s}) \rightleftharpoons 2B(\text{s})$
- (b) $2A(\text{l}) \rightleftharpoons B(\text{l})$
- (c) $A(\text{s}) \rightleftharpoons B(\text{g})$
- (d) $A(\text{g}) \rightleftharpoons B(\text{g})$
- (e) $A(\text{g}) \rightleftharpoons 2B(\text{g})$

10. Considere o seguinte sistema em equilíbrio:



Preveja em que sentido evolui o equilíbrio quando:

- (a) se aumenta a temperatura;
- (b) se adiciona mais cloro gasoso á mistura reacional;
- (c) se remove algum PCl_3 da mistura;
- (d) se aumenta a pressão dos gases;
- (e) se adiciona um catalisador á mistura reacional.

11. Considere a seguinte reação em equilíbrio, num recipiente fechado.



que aconteceria se:

- (a) o volume aumentasse;
- (b) algum CaO fosse adicionado á mistura;
- (c) algum CaCO₃ fosse removido;
- (d) algum CO₂ fosse adicionado á mistura;
- (e) algumas gota de solução NaOH fosse adicionado á mistura;
- (f) algumas gotas de solução de HCl fossem adicionadas á mistura (ignore a reação entre o CO₂ e a água;
- (g) a temperatura aumentasse.

Bom trabalho!



**Escola Secundária
Quinta das Palmeiras**



UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR
Covilhã | Portugal

Plano de Aula

Disciplina: Física e Química A – 11º Ano

Unidade temática: Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões de cobalto (II).

Sumário: Realização da atividade prática – laboratorial – APL 1.3. Resolução de uma ficha de exercícios.

Data:

09/04/2013 (3ª feira)

Duração: 135 minutos

Orientadora Pedagógica: Drª Sandra Costa

Orientadora Científica: Drª Isabel Ismael

Docente: Professora estagiária Carolina Louro

Conteúdos:

- Efeitos que resultam da variação da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação;
- Estudar a alteração do estado de equilíbrio, comprovando o Princípio de Le Châtelier.

Pré-requisitos:

- Referir os fatores que podem alterar o estado de equilíbrio de uma mistura reacional (temperatura, concentração e pressão) e que influenciam o sentido global de progressão para um novo estado de equilíbrio;
- Prever a evolução do sistema reacional, através de valores de K_c , quando se aumenta ou diminui a temperatura da mistura reacional para reações exoenergéticas e endoenergéticas;

Pré-requisitos (cont.):

- Identificar a lei de Le Chatelier (Henri Le Chatelier, químico termodinâmico francês), enunciada em 1884, como a lei que prevê o sentido da progressão de uma reação por variação da temperatura, da concentração ou da pressão da mistura reacional;
- Interpretar a necessidade de utilizar na indústria da síntese do amoníaco um reagente em excesso para provocar alterações no equilíbrio de forma a favorecer o aumento da quantidade de amoníaco e rentabilizar o processo;
- Discutir o compromisso entre os valores de pressão e temperatura e o uso de catalisador para otimizar a produção de amoníaco na mesma reação;
- Associar o processo de obtenção do amoníaco conhecido como processo de Haber à síntese daquele composto catalisada pelo ferro em condições adequadas de pressão e temperatura;
- Reconhecer que o papel desempenhado pelo catalisador é o de aumentar a rapidez das reações direta e inversa, por forma a atingir-se mais rapidamente o estado de equilíbrio (aumento da eficiência), não havendo, no entanto, influência na quantidade de produto obtida;
- Interpretar outras misturas reacionais passíveis de evoluírem, em sistema fechado, para estados de equilíbrio.

Objetivos da aprendizagem (o aluno deve ser capaz de):

- Reconhecer o laboratório como um local de trabalho onde a segurança é fundamental na manipulação de material e equipamento;
- Utilizar corretamente as medidas gerais e pessoais de segurança;
- Estudar o efeito da variação da temperatura e da concentração no equilíbrio homogéneo.

Recursos Didáticos:

- Quadro e marcadores;
- Manual escolar;
- Protocolo experimental;
- Ficha de trabalho para consolidação de conhecimentos adquiridos;
- Bata;
- Copo 150 ml;
- Placa de aquecimento;
- Tubos de eppendorf;
- Espátula;
- Placa de microescala com 12 cavidades;
- Pipeta conta-gotas;
- Vareta pequena ou palito;
- $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
- HCl concentrado;
- Água desionizada;
- AgNO_3 .

Referências Bibliográficas:

- Chang, Raymond (1998), *QUÍMICA*, 5.^a Edição, Lisboa: McGraw-Hill.
- Martins, Isabel P.; Costa, José Alberto L.; Lopes, José Manuel G.; Simões, Teresa Sobrinho; Simões, Maria Otilde (2003), *Programa de Física e Química A – 11.º Ano*, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário.
- Simões, Teresa Sobrinho; Queirós, Maria Alexandra; Simões, Maria Otilde (2011), *QUÍMICA EM CONTEXTO, Química, Física e Química A – 11.º Ano*, Porto: Porto Editora.

Estratégias:

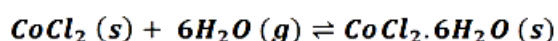
- Ditar o sumário.
- Relembrar aos alunos que na matéria anterior referiu-se que existem alguns fatores que influenciam a evolução do sistema reacional.
- Salientar que sempre que se provoca qualquer perturbação num estado de equilíbrio o sistema reacional entra em desequilíbrio e a reação vai evoluir espontaneamente, num ou noutro sentido, para um novo estado de equilíbrio.
- Recordar o princípio de Le Châtelier: ***Se um sistema em equilíbrio é sujeito a uma variação na pressão, na temperatura ou na quantidade química de um componente, haverá tendência para a evolução da reação no sentido em que se reduz o efeito dessa alteração.***
- Explicar aos alunos, usando o quadro da sala de aula:
 - Os fatores que podem provocar, direta ou indiretamente, a alteração do estado de equilíbrio são:
 - concentração das espécies reacionais;
 - temperatura;
 - pressão vs volume;
 - catalisadores.
- Referir aos alunos que se vai iniciar a atividade prático – laboratorial 1.3 intitulada como, **“Efeitos da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões de cobalto (II)”**.
- Distribuir pela sala de aula o protocolo experimental.
- Mencionar, que os objetivos da atividade é estudar os efeitos que resultam da variação da temperatura e da concentração na progressão global de uma reação e estudar a alteração do estado de equilíbrio, comprovando o Princípio de Le Châtelier.
- Explicar aos alunos que:
 - A **sílica-gel** é um agente exsiccante que se pode encontrar em embalagens diversas cujo conteúdo tenha de ser preservado da humidade. Nestas situações, a sílica-gel apresenta-se em cristais translúcidos incolores. Pela mesma razão, nos exsicadores (figura 1) usados em laboratório, aparelhos utilizados para manter as substâncias secas, com baixo teor em humidade, há necessidade de utilizar os cristais de sílica-gel, recobertos por exemplo, com cloreto de cobalto anidro, de cor azul.



Figura 1

Estratégias (cont.):

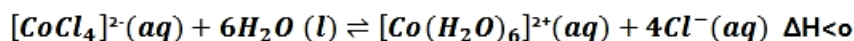
- Ao fim de algum tempo, os cristais adquirem a cor rosa característica da forma mais hidratada deste sal, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Quando os cristais ficam rosa dentro do exsiccador, levam-se à estufa para retomarem a cor azul por desidratação.
- **Como explicar quimicamente a mudança de cor azul para cor – de – rosa?** O que acontece pode ser traduzido pela seguinte equação química:



Azul

Rosa

- Entre estas duas formas existem outras com variantes de cor/tonalidade, que correspondem a diferentes graus de hidratação: azul, azul – rosado, cor – de – rosa azulado ou cor – de – rosa.
- Pedir a um aluno aleatoriamente que relembre á turma o princípio de Le Châtelier.
- Explicar aos alunos a formação de iões de cobalto (II) em solução aquosa:
- Quando se dissolve $\text{CoCl}_2 (s)$ em água, forma-se o ião complexo $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} (aq)$ e iões $\text{Cl}^- (aq)$. Por adição do HCl , pode formar-se o ião complexo $[\text{CoCl}_4]^{2-} (aq)$, segundo a equação química:



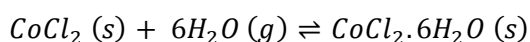
Azul

Rosa

- Mencionar que para garantir concentrações adequadas destes dois iões complexos para o estudo dos efeitos da temperatura e da concentração é preferível o uso da solução de cloreto de cobalto (II).
 - Relatar que a solução para estudo já se encontra previamente preparada pelo professor.
 - Explicar aos alunos as perguntas pré – laboratoriais.
1. **Quais os cuidados que deve ter ao longo desta atividade experimental?**
 - Devemos ter cuidado no manuseamento do ácido clorídrico concentrado (HCl) (manusear na hotte), utilizando luvas e bata. Não devemos esquecer também os cuidados normais com o manuseamento da água quente, de modo a evitar queimaduras.
 2. **A reação química global da atividade experimental é exotérmica ou endotérmica no sentido direto? Justifique.**

Estratégias (cont.):

- A reação química global da atividade experimental é exotérmica no sentido direto porque $\Delta H < 0$.
- 3. Se tivermos um sistema reacional, em fase líquida (por exemplo em dois tubos eppendorf com solução aquosa de cloreto de cobalto), que procedimento deveremos efetuar no laboratório para:
 - a) diminuir a sua temperatura?
 - Arrefecer os tubos num banho de água e gelo.
 - b) aumentar a sua temperatura?
 - Aquecer os tubos em banho de água quente para não danificar os tubos.
- 4. *A sílica – gel é comumente usada em pequenas saquetas para diminuir o teor de humidade em vários produtos como por exemplo roupas e calçado e até mesmo em produtos alimentares uma vez que não é tóxica e não reativa. A sílica – gel contém milhões de pequenos poros capazes de reter água, conseguindo absorver até 40% do seu peso. Quando saturada em água, a sílica – gel pode ser reutilizada aquecendo- a até aos 150°C. Nos exsicadores usados no laboratório há necessidade de utilizar cristais de sílica – gel (cristais translúcidos incolores), que são recobertos com cloreto anidro de cor azul”.*
- 4.1. Ao fim de algum tempo, os cristais que se encontram dentro do exsicador adquirem a cor rosa, e são levados á estufa. Apresente uma justificação lógica para este procedimento e explique a mudança de cor.
 - Os exsicadores são aparelhos utilizados para manter as substâncias secas, isto é, com baixo teor em humidade. A sílica – gel contém milhões de pequenos poros capazes de reter água, e, quando os cristais são recobertos com cloreto de cobalto anidro adquirem tonalidade azul. A cor azul indica-nos a ausência de humidade nos cristais, por isso, quando os cristais são introduzidos no exsicador vai ocorrer uma perturbação ao sistema reacional, e, segundo o princípio de Le Châtelier o sistema vai evoluir de maneira a contrariar essa perturbação, neste caso o aumento da concentração de moléculas de água. Segundo a equação química:



o sistema reacional vai evoluir no sentido de diminuir a concentração das moléculas de água progredindo no sentido direto, assim, os cristais adquirem tonalidade rosa. Quando levados á estufa ocorre a desidratação dos cristais e, o sistema evolui de modo a contrariar essa perturbação que é a diminuição da concentração das moléculas de água.

Estratégias (cont.):

Segundo o princípio de Le Châtelier o sistema evolui de maneira a contrariar essa perturbação, logo a reação desloca-se no sentido inverso adquirindo tonalidade azul.

Todo este procedimento é muito importante porque quando a sílica – gel é aquecida a elevadas temperaturas pode ser reutilizada.

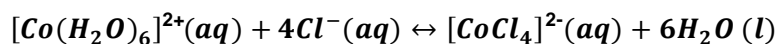
5. Para uma reação reversível em sistema fechado, pode a extensão da reação ser afetada pela variação da temperatura do sistema? Justifique.

- Sim, a extensão da reação pode ser alterada pela variação da temperatura do sistema visto existir uma relação entre o K_c e a extensão da reação. Para valores de $K_c \gg 1$ existe um domínio dos produtos sobre os reagentes, para valores intermédios de K_c não há predominância de reagentes sobre os produtos ou vice-versa, para valores de $K_c \ll 1$ existe um domínio dos reagentes sobre os produtos. Quando existe uma perturbação ao sistema reacional pela temperatura, os valores de K_c vão variar e consequentemente a extensão da reação.

6. O aumento de temperatura num sistema onde ocorre a reação $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, favorece a formação de C e D. Esta reação será exotérmica ou endotérmica? Justifique baseando-se no princípio de Le Châtelier.

- Segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema em equilíbrio é sujeito a uma perturbação haverá uma tendência para a evolução da reação no sentido em que se reduz o efeito dessa perturbação. Quando a perturbação é o aumento da temperatura, o sistema reacional vai deslocar-se no sentido em que se reduz o efeito dessa perturbação, logo a reação progride no sentido em que se absorve energia e a temperatura baixa, portanto a reação é endotérmica no sentido direto.

7. O ácido clorídrico contém iões Cl^- , qual será o efeito sobre o equilíbrio químico seguinte:



quando se adiciona ácido clorídrico. Selecciona a (s) opção (ões) correta (s):

- ☐ Não vai haver qualquer alteração no equilíbrio químico.
- ☐ O sistema vai progredir no sentido direto.
- ☐ O sistema vai progredir no sentido inverso.
- ☐ Vai haver uma predominância da reação no sentido inverso.

Estratégias (cont.):

- Pedir aos alunos que se dirigiam às bancada para começar a parte experimental.
- Recordar alguns cuidados que os alunos devem ter no laboratório, por exemplo:
 - Cuidado no manuseamento no material e reagentes.
 - Perigos de alguns regentes.
- Solicitar aos alunos que iniciem com: **Parte I – Efeito da temperatura na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões de cobalto (II):**
 - Problema: Qual o efeito de uma variação de temperatura no equilíbrio?
 - Material e Reagentes:

Material	Reagentes
Copo 150 ml	Água
Placa de aquecimento	Solução Preparada anteriormente
Tubos de Eppendorf	
Gelo	

- Procedimento experimental:
 1. Coloque a solução em dois tubos de ensaio;
 2. Sujeite um deles a aquecimento em banho de água quente e o outro a um banho de água e gelo;
 3. Observe e registe os resultados.
- Pedir aos alunos que registem e concluam os resultados obtidos.
- Explicar aos alunos os resultados obtidos:
 - Quando aquecemos os tubos a solução fica azul. Este fenómeno acontece porque segundo o princípio de Le Châtelier quando sujeitamos uma perturbação ao sistema reacional, este evolui de maneira a contrariar essa perturbação. Como a reação é exotérmica no sentido direto, a reação vai progredir no sentido em que absorve energia e a temperatura baixa. Isto significa que a reação progride no sentido inverso, em que é endotérmica, adquirindo tonalidade azul. Quando arrefecemos a solução sucede o contrário, ou seja, o sistema evolui no sentido em que contraria a alteração provocada, a reação progride no sentido em que liberta energia e a temperatura aumenta. A reação progride no sentido direto, em que é exotérmica adquirindo tonalidade rosa. Comprova-se então o princípio de Le Châtelier.

Estratégias (cont.):

- Seguidamente referir aos alunos que podem iniciar a parte II – **Efeito da concentração na progressão global de uma reação de equilíbrio com iões de cobalto (II):**

- Problema: Que efeito terá no equilíbrio uma variação de concentração causada por:

- diluição?
- adição de HCl concentrado?
- adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?
- adição de AgNO_3 (aq)?

- Material e Reagentes:

Material	Reagentes
Espátula	$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s)
Placa de microescala com 12 cavidades	HCl conc.
Pipeta conta-gotas	$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (s)
Vareta pequena ou palito	

- Procedimento experimental (A) – Efeito da diluição:

1. Deixando as quadrículas 5 e 9 vazias, deite nas restantes 2 gotas da solução previamente preparada;
 2. Deixando a quadrícula 1 apenas com uma amostra de solução inicial (controlo), adicione água desionizada com uma pipeta às quadrículas do seguinte modo:
Quadrícula 2 – uma gota; quadrícula 6 – duas gotas; quadrícula 10 – três gotas.
 3. Agite, com cuidado, cada uma das misturas com uma vareta ou palito;
 4. Observe e registe os resultados na tabela 1.
- Pedir aos alunos que registem os resultados na tabela seguinte:

Número da amostra	1	2	6	10
Água adicionada	-	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor final				

Tabela 1 – Efeito da adição de água às soluções.

- Procedimento experimental (B) – Efeito da adição de HCl concentrado:

1. Nas quadrículas 3, 7 e 11, adicione 1 gota de água desionizada;
2. Agite bem com uma vareta para homogeneizar;

Estratégias (cont.):

3. Adicione nas quadrículas 3, 7 e 11, respetivamente, 1 gota, 2 gotas e 3 gotas de HCl concentrado;
 4. Observe e registre os resultados na tabela 2.
- Pedir aos alunos que registem os resultados na tabela seguinte:

Número da amostra	1	3	7	11
Água adicionada	-	1 gota	1 gota	1 gota
Cor após a adição da água				
HCl adicionado	Sem adição	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor após a adição do HCl	do HCl			

Tabela 2 – Efeito da adição de 1 gota de HCl conc. às soluções 3, 7 e 11.

- Procedimento experimental (C) – Efeito da adição de um pequeno cristal de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:

1. Nas quadrículas 4, 8 e 12 adicione 1 gota de água desionizada;
 2. Agite com uma vareta para homogeneizar;
 3. Nas quadrículas 4, 8 e 12, adicionou-se, respetivamente, 1, 2, e 3 pequenos cristais de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;
 4. Observe e registre o conjunto de tonalidades percebidas em cada quadrícula na tabela 3.
- Pedir aos alunos que registem os resultados na tabela seguinte:

Número da amostra	1	4	8	12
Água adicionada	-	1 gota	1 gota	1 gota
Cor após a adição da água				
Nº de cristais adicionados	Sem adição de	1 gota	2 gotas	3 gotas
Cor após a adição dos cristais	$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$			

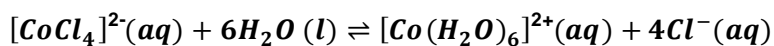
Tabela 3 – Efeito da adição de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ às soluções 4, 8 e 12.

Estratégias (cont.):

- Procedimento experimental (D) – Efeito da adição de AgNO_3

1. Coloque numa cavidade de uma placa de microescala duas gotas da solução de cloreto de cobalto (II) preparada anteriormente;
 2. Adicione uma ou duas gotas de solução diluída de AgNO_3 ;
 3. Agite com uma vareta;
 4. Observe e registre as alterações observadas;
 5. Interprete as alterações observadas.
- Pedir aos alunos que registem e concluem os resultados obtidos.
 - Explicar aos alunos os resultados obtidos:

- Com a adição de AgNO_3 à solução de cloreto de cobalto (II), o íão prata vai reagir com o íão cloreto, conseqüentemente vai haver uma diminuição da concentração do íão cloreto. Segundo o princípio de Le Châtelier quando sujeitamos uma perturbação ao sistema reacional, este, evolui de maneira a contrariar essa perturbação, neste caso se a perturbação é a diminuição da concentração Cl^- , o equilíbrio vai deslocar-se no sentido de aumentar a concentração Cl^- . Segundo a equação:



a reação desloca-se no sentido direto, e a solução adquire tonalidade rosa.

- Explicar aos alunos as perguntas pós – laboratoriais.

1. O que é um agente exsicante?

- Um agente exsicante é uma substância que é capaz de absorver as moléculas de água do meio ambiente, por exemplo, a sílica-gel impregnado com o cloreto de cobalto (II) anidro. Este agente informa-nos também se o meio se encontra seco ou húmido, adquirindo uma forma hidratada ou desidratada.

2. Qual o papel do cloreto de cobalto anidro adicionado à sílica – gel?

- Para saber o grau de hidratação do meio envolvente o cloreto de cobalto é adicionado à sílica-gel. Os cristais de sílica-gel apresentam-se translúcidos incolores, então, irão necessitar de serem recobertos por cloreto de cobalto anidro (algo que os faça adquirir uma tonalidade, neste caso azul).

Estratégias (cont.):

3. Como se explica a mudança de cor do cloreto de cobalto adicionado á sílica – gel?

- A mudança de cor de cloreto de cobalto deve-se à presença ou ausência de humidade, por outras palavras, deve-se à alteração do estado de equilíbrio (Princípio de Le Châtelier). Se os cristais adquirirem um tom rosa significa que o meio envolvente se encontra húmido, por outro lado, se a humidade diminuir, estes apresentarão uma tonalidade azul. Sendo assim, a cor que o cloreto de cobalto apresenta depende do sentido em que ocorre a reação.

4. Interprete a necessidade, em termos económicos e ambientais, de:

4.1. recobrir os cristais de sílica-gel com cloreto de cobalto;

- Revestir os cristais de sílica - gel com cloreto de cobalto deve-se ao facto de estes serem indicador de como a sílica absorve a água. A utilização do cloreto para cobrir os cristais de sílica gel deve-se ao facto da facilidade que apresenta em absorver água e em esta poder ser facilmente retirada sem que se altere as características da sílica e do cloreto de cobalto.

4.2. levar à estufa os cristais de sílica – gel contendo cloreto de cobalto;

- Quando a sílica-gel encontra-se saturada (húmida) é necessário que vá para a estufa, para que toda a água se evapore e esta acaba por secar, ou seja, volte ao estado de equilíbrio. Todo este procedimento é importante para haver uma reutilização da sílica – gel quando aquecida a elevadas temperaturas.

5. Explique em que medida as alterações observadas na cor correspondem às alterações esperadas com base no Princípio de Le Châtelier, em relação ao efeito da:

5.1. variação da temperatura;

- Segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema em equilíbrio for sujeito a perturbações, neste caso, a variação da temperatura, haverá tendência para a reação evoluir no sentido de contrariar essa mesma perturbação. Assim, neste caso específico, ao aumentar-se a temperatura a reação progredirá no sentido inverso, ou seja, no sentido em que absorve energia. Contudo, se a temperatura diminuir a reação evoluirá no sentido inverso, no sentido em que liberta energia.

5.2. variação da concentração, por:

5.2.1 diluição com água;

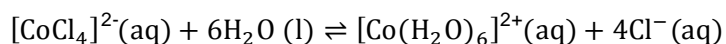
- Segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema em equilíbrio é sujeito a perturbações, neste caso, o aumento da concentração das moléculas de água faz com que o sistema se desloque no sentido de contrariar essa perturbação, diminuindo a concentração das moléculas de água, assim, a reação desloca-se no sentido direto adquirindo cor rosa.

Estratégias (cont.):

- Quando acontece o contrário, ou seja, diminuição da concentração das moléculas de água, a reação desloca-se no sentido de contrariar essa perturbação, aumentando a concentração da mesma, assim, a solução fica azul púrpura.

5.2.2 adição de HCl;

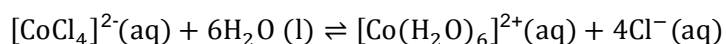
- Segundo a equação:



quando adicionamos á solução HCl concentrado, segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema reacional é sujeito a alguma perturbação, este evolui de maneira a contrariar a perturbação, neste caso vai haver um aumento da concentração de iões Cl^{-} , como consequência o sistema evolui de maneira a diminuir o excesso de iões presentes na solução, sendo assim, a reação desloca-se no sentido inverso. A solução adquire assim uma tonalidade azul.

5.2.3 adição de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$.

- Segundo a equação:



quando adicionamos á solução $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ á solução, , segundo o princípio de Le Châtelier quando um sistema reacional é sujeito a alguma perturbação, este evolui de maneira a contrariar a perturbação, neste caso vai haver um aumento da concentração de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, como consequência o sistema evolui de maneira a diminuir a concentração de $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ presentes na solução, sendo assim, a reação desloca-se no sentido inverso. A solução adquire assim uma tonalidade azul.

- De forma a consolidar as aprendizagens resolver os exercícios da ficha.

Reflexão sobre a aula:

As atividades programadas para esta aula decorreram no dia 9 de Abril de 2013 e foram observadas pela professora orientadora pedagógica Dr^a Sandra Costa, pela orientadora científica Dr^a Isabel Ismael e a professora estagiária Isabel Serra. O plano de aula foi cumprido, os alunos envolveram-se e participaram com entusiasmo na atividade prático - laboratorial e os objetivos propostos foram atingidos. Considero como aspetos menos positivos:

- A dificuldade de alguns alunos entender a variação da temperatura num sistema reacional, aplicando os conhecimentos de reações endotérmicas e exotérmicas. Tudo isto refletiu-se na dificuldade da resolução de algumas perguntas pré – laboratoriais.
- O facto de na véspera da aula não ter experimentado toda a atividade prático – laboratorial fez com que me sentisse mais nervosa, pois tinha medo que a atividade não corresse como eu esperava.

Penso que o balanço final foi francamente positivo, os alunos gostaram muito da experiência, estiveram sempre muito motivados e empenhados. Os aspetos negativos aqui mencionados servirão, certamente, para melhorar a minha prática pedagógica, no sentido do desenvolvimento das competências de todos os meus alunos, e, sobretudo, para um melhor desenvolvimento dos conhecimentos científicos dos mesmos.

Observações: _____

Covilhã, 9 de Abril de 2013

A Docente



**Ciências no 3.º Ciclo do Ensino
Básico e Secundário**

Ano Letivo 2012/2013



Questionário

Idade: ____

Sexo:

Masculino

☐

Feminino

☐

1. O que entendes por equilíbrio químico?

2. Nas questões seguintes, assinala com um (X) a opção correta.

2.1. O valor da constante de equilíbrio:

☐ não depende temperatura.

☐ depende da temperatura.

☐ não sei.

2.2. Se a reação direta for exotérmica ($\Delta H < 0$):

☐ K_c aumenta quando a temperatura aumenta.

☐ K_c aumenta quando a temperatura diminui.

☐ Não sei.

2.3. Se a reação direta for endotérmica ($\Delta H > 0$):

☐ K_c aumenta quando a temperatura diminui.

☐ K_c aumenta quando a temperatura aumenta.

☐ Não sei.

2.4. Se um sistema reacional em equilíbrio é sujeito a uma perturbação, haverá uma tendência para a evolução da reação no sentido em que se...

- ☐ ... aumenta o efeito dessa perturbação.
- ☐ ... diminui o efeito dessa perturbação.
- ☐ ... mantenha tudo igual.

2.5. Se um sistema reacional em equilíbrio é sujeito a uma perturbação de modo a que o sistema evolua no sentido inverso:

- ☐ Diminuem as concentrações de reagentes e diminuem as dos produtos até se atingir um novo estado de equilíbrio.
- ☐ Aumentam as concentrações de reagentes e diminuem as dos produtos até se atingir um novo estado de equilíbrio.
- ☐ Não sei.

2.6. Quando se adiciona um catalisador a um sistema reacional em equilíbrio:

- ☐ A constante de equilíbrio altera.
- ☐ A constante de equilíbrio não se altera.
- ☐ Não sei.

2.7. Se a reação é exotérmica e diminuir a temperatura do sistema:

- ☐ Favorece a evolução da reação no sentido de formação dos produtos.
- ☐ Favorece a evolução da reação no sentido de formação dos reagentes.
- ☐ Não sei.

SEMANA DA LEITURA - 11 a 15 de março de 2013

A MAGIA DA QUÍMICA E DAS PALAVRAS

Núcleo de Estágio de Física e Química 2012/2013

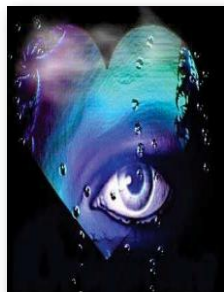


Lágrima de preta

"Encontrei uma preta
que estava a chorar,
pedi-lhe uma lágrima para a analisar.

Recolhi a lágrima
com todo o cuidado
num tubo de ensaio
bem esterilizado.

Olhei-a de um lado,
do outro e de frente:
tinha um ar de gota
muito transparente.



Lágrima de preta

Mandeí vir os ácidos,
as bases e os sais,
as drogas usadas
em casos que tais.

Ensaiei a frio,
experimentei ao lume,
de todas as vezes
deu-me o que é costume:
Nem sinais de negro,
nem vestígios de ódio.

Água (quase tudo)
e cloreto de sódio."



António Gedeão, in Máquina de fogo



Sabias que as hortências
apresentam uma cor
específica de acordo com o
pH do solo?

ESCALA DE pH - INDICADOR DE COUVE ROXA



Alguns valores comuns de pH

Substância	pH
Ácido de bateria	0,5
Suco gástrico	1,0
Suco de limão	2,4
Cola (refrigerante)	2,5
Vinagre	2,9
Suco de laranja ou maçã	3,5
Cerveja	4,5
Café	5,0
Chá	5,5
Chuva ácida	< 5,6
Saliva pacientes com cáscara	4,5-5,7
Leite	6,5
Água pura	7,0
Saliva humana	6,5-7,5
Sangue	7,38-7,42
Água do mar	8,0
Sabonete de mão	9,0-10,0
Amônia	11,5
Cloro	12,5
Hidróxido de sódio	13,5



Rapariga Descalça

Chove. Uma rapariga desce a rua.
Os seus pés descalços são formosos.
São formosos e leves: o corpo alto
parte dali, e nunca se desprende.

A chuva em abril tem o sabor do sol:
cada gota recente canta na folhagem.
O dia é um jogo inocente de luzes,
de crianças ou beijos, de fragatas.

Uma gaivota passa nos meus olhos.
E a rapariga – os seus formosos pés –
canta, corre, voa, é brisa, ao ver
o mar tão próximo e tão branco.

Eugénio de Andrade



Coral – A Joia viva do MAR



Em que água o ovo flutua?



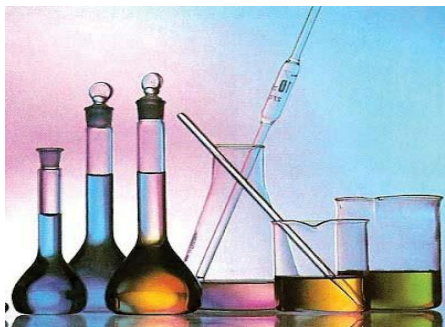
Lição sobre a água

Este líquido é água.
Quando pura
é inodora, insípida e incolor.
Reduzida a vapor,
sob tensão e a alta temperatura,
move os êmbolos das máquinas que, por isso,
se denominam máquinas de vapor.

É um bom dissolvente.
Embora com exceções mas de um modo geral,
dissolve tudo bem, bases e sais.
Congela a zero graus centesimais
e ferve a 100, quando à pressão normal.



Equilíbrio Químico



❓ Efeito ião comum



¾ O sistema em equilíbrio sofre uma perturbação (mudança de concentração de um dos componentes, temperatura, pressão), o equilíbrio desloca-se de modo a minimizar essa perturbação, até que um novo estado de equilíbrio seja atingido.

• Efeito da temperatura





Externato Capitão Santiago de Carvalho

Ano Letivo 2013/2014



Questionário

Ano de escolaridade: ____

Idade: ____

Sexo:

Masculino

☐

Feminino

☐

1. Costuma recorrer ao uso das TIC (Tecnologias de Informação e Comunicação) para a aprendizagem de conteúdos programáticos?

☐ Muitas vezes

☐ Poucas vezes

☐ Nunca

1.1. Se recorreu alguma vez, em que disciplina? _____.

2. Na componente da Química já utilizou simulações computacionais para a aprendizagem de conteúdos programáticos?

☐ Muitas vezes

☐ Poucas vezes

☐ Nunca

3. Se utilizou, achou vantajoso no sucesso da sua aprendizagem?

☐ Sim

☐ Não

3.1. Porquê? _____.

4. Na componente da Química, acha que as experiências laboratoriais são muito importantes para a construção do seu conhecimento?

☐ Sim

☐ Não

4.1. Porquê? _____?

5. Prefere a utilização de simulações computacionais ou atividades laboratoriais para a aprendizagem de conteúdos programáticos? Porquê?

6. O que mais gosta de fazer num laboratório?

Obrigada pela sua atenção!